République Arabe d'Egypte
Ministère de L'Education
et de L'Enseignement
Secteur du Livre

CHIMIE

du
Certificat de fin d'Études Secondaires

2016 - 2017

غير مصرح بتداول هذا الكتاب
خارج وزارة التربية والتعليم

République Arabe d'Egypte
Ministère de L'Education et
de L'Enseignement
Secteur du Livre

CHIMIE

du

Certificat de fin d'études Secondaire

Préparer par:

Dr. Mohamed Samir Abd El-Moez
Dr. Gaber El enawi
Dr. Ahmed El-Shaib
Dr. Ibrahim Elewa
Prof. Samiha ElSayed Ali

Équipe de développement

Dr. Mohamed Samir Abd El-Moez
Prof Chimie inorganique

Dr. Mohamed Kamal El Chazli
Inspecteur génèrale de chimie

Dr. prof Naïm Naïm Chiha
premier inspecteur de chimie

Dr. Sahar Ibrahim Mohsen
Expert de chimie au centre de développement des programmes

Prof. Elham Ahmed Ibrahim
Conseiller de Sciences (précedente)

La supervision Scientifique
Bureau du conseiller de Sciences

La supervision pêdagogique
Le centre de développement des programmes
et les matiéres scientifiques

2016 _ 2017

غير مصرح بتداول هذا الكتاب خارج وزارة التربية والتعليم

Traduit par

* Daniel Youssef
* Josephine Youssef
* Wael Mokhtar

المقدمة

فى إطار تطوير التعليم لمواكبة المتغيرات العالمية والمحلية واستكمالاً للجهود الحثيثة التى تقوم بها وزارة التربية والتعليم للارتقاء بمستوى محتويات المناهج الدراسية وربطها بالمجتمع والبيئة فقد كلف الأستاذ الدكتور/ وزير التربية والتعليم نخبة من أساتذة الجامعات المتخصصين بالتعاون والتنسيق مع موجهى الكيمياء بالوزارة وبمشاركة مؤلفى الكتاب السابق لإعادة تقييم ومراجعة المحتوى العلمى لمادة الكيمياء للصف الثالث .

ولقد قامت اللجنة المكلفة بإجراء التعديلات والإضافات اللازمة التى أدت إلى :

(١) التخلص من التكرار والحشو غير المبرر واستبعاد الأجزاء التى سبق للطالب دراستها، وإعادة صياغة بعض أجزاء الكتاب بطريقة منطقية متسلسلة ومنظمة .

(٢) إضافة بعض المفاهيم والتطبيقات لمواكبة الاتجاهات العلمية الحديثة.

(٣) ربط موضوعات الدراسة بالحياة اليومية وتأثيراتها البيئية وتطبيقاتها الصناعية .

(٤) الاهتمام بالمعالجات الرياضية فى فهم بعض الموضوعات بهدف تقوية الجوانب الفكرية.

(٥) إدخال بعض الموضوعات التى تتيح للطالب إجراء تجاربها معملياً لاكتساب مهارات عملية .

(٦) إعداد بعض الأشكال التوضيحية وتوظيفها لخدمة المفاهيم العلمية.

(٧) تحديد الأهداف المرجوه من دراسة كل فصل من فصول الكتاب وضعت فى مقدمته لتعطى مؤشرا للطالب والمعلم على مدى ما حققه .

(٨) تنوع التقييم ليتضمن قياس المستويات المختلفة للتعليم.

والكتاب فى صورته الحالية يحتوى على خمسة أبواب تتكامل وتترابط فيما بينها وتعكس تناغما مع محتويات كتب الكيمياء فى المناهج العالمية وتشتمل على تطبيقات صناعية وبيئية مفيدة. وتتضمن اهتماماً واضحاً بتنمية قدرات الفهم والتحليل والابتكار وتتمشى مع المعايير القومية التى وضعتها الوزارة لتطوير منهج الكيمياء .

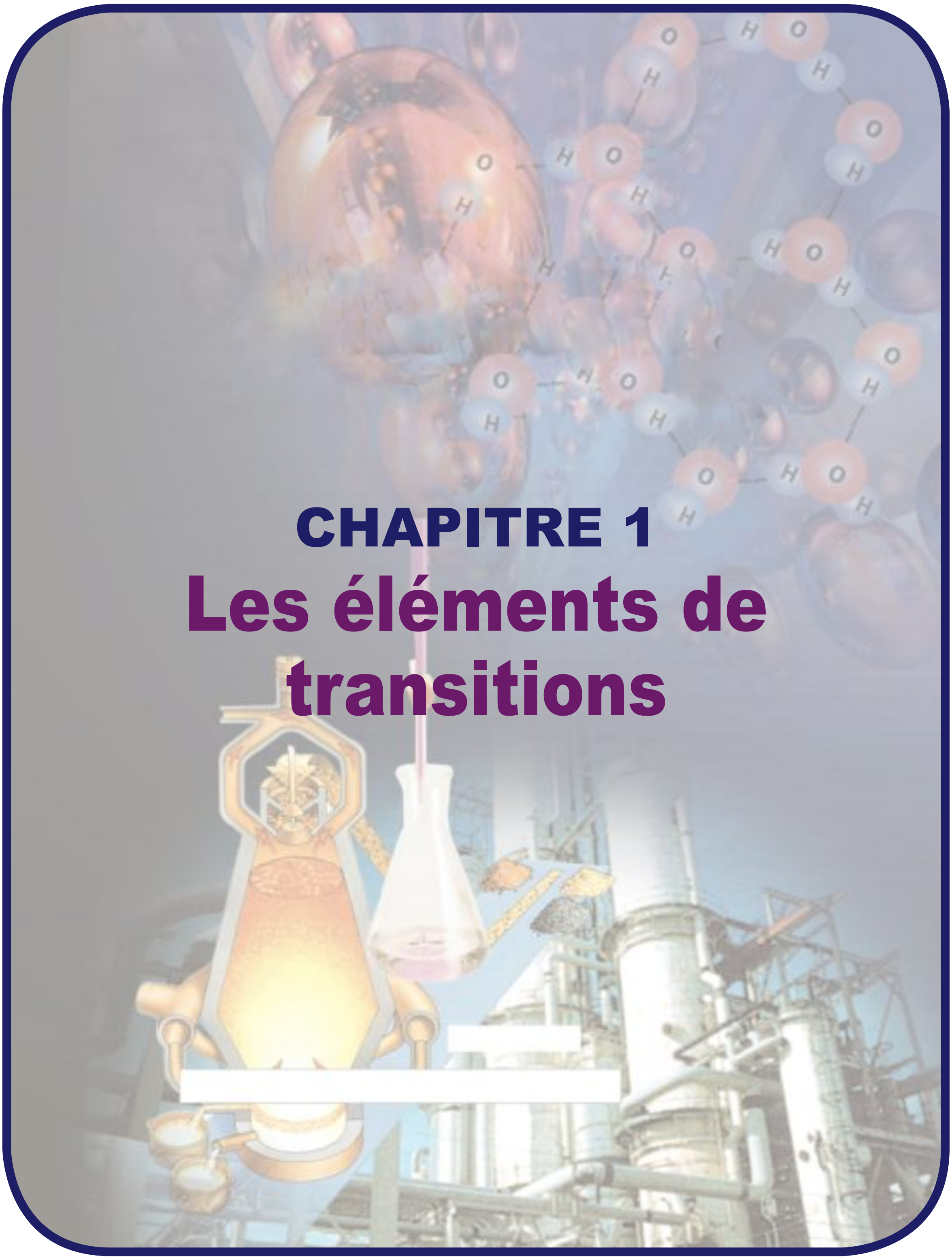
وقد قام المركز الاستكشافى للعلوم بالتجهيزات الفنية والإخراج الفنى لهذا الكتاب طبقاً للمواصفات العالمية للكتب الدراسية المطورة. مع مراعاة ألا يزيد عدد الأسطر فى الصفحة الواحدة عن ٢٤ سطراً لإراحة العين، والإكثار من الصور المعبرة عن المادة العلمية، واستخدام كود ألوان لتحديد المفاهيم الهامة والتطبيقات المختلفة والأمثلة المحلولة، والاهتمام بتصميم الغلاف كعامل جذب للطالب.

نتمنى أن يكون هذا الكتاب فى صورته الجديدة مصدراً مفيداً للعلم والمعرفة فى مجال الكيمياء وأن يحقق الغاية المرجوة وأن يكون خير معين لطلابنا اللذين نتمنى لهم النجاح والتوفيق .

لجنة التطوير

SOMMAIRE

Sujets	Pages
Chapitre 1	
- Les éléments de transitions	5
Chapitre 2	
- Le Calcul chimique et l'analyse quantitative	31
Chapitre 3	
- L'équilibre chimique	51
Chapitre 4	
- L'électrochimie	79
Chapitre 5	
- La chimie organique	111



CHAPITRE 1

Les éléments de transitions

Les Objectifs

A la fin de ce chapitre, l'étudiant doit être capable:

- De connaître les éléments de la 1ère série de transition.
- De connaître l'importance économique des éléments de la 1ère série de transition.
- D'écrire la structure électronique des éléments de la 1ère série de transition.
- De déduire la facilité d'oxyder l'ion de fer "II" en ion de fer "III" et la difficulté d'oxyder l'ion de Mn "II".
- De préciser les différents états d'oxydation des éléments de la 1ère série de transition.
- De définir les éléments de transition.
- De connaître les caractères des éléments de transition.
- D'interpréter l'évolution de quelques propriétés des éléments de la 1ère série de transition avec l'augmentation de leurs nombres atomiques.
- De préciser les matières paramagnétiques et diamagnétiques à partir de la structureélectronique de l'élément de transition.
- De démontrer la relation entre les couleurs des ions des éléments de transition et leurs structures électroniques.
- D'expliquer la cause de l'utilisation des éléments de la 1ère série de transition comme catalyseur.
- De reconnaître les minerais de fer.
- De connaître le procédé de l'extraction du fer à partir de ses minerais dans les différents fours.
- De connaître les propriétés du fer et de ses oxydes.
- De connaître les alliages et ses genres.
- De citer les utilisations des alliages.

Les éléments de transitions

On a étudié à la classe de la 2ème secondaire les éléments du bloc “S” et les éléments du bloc “P” qui se trouvent des deux côtés du tableau périodique long.

Nous allons apprendre dans ce domaine les éléments de transition qui occupent la région moyenne du tableau et qui se trouve entre ces deux blocs.

Les éléments de transition sont classés en deux catégories, qui sont:

❋ Les éléments de transition principal.

❋ Les éléments de transition interne.

Nous allons étudier les éléments de transition principale.

Les éléments de transition principale ou les éléments du bloc “d”

Les éléments de transition principale remplissent le niveau secondaire “d” qui se sature par “10” électrons, ainsi ils forment “10” colonnes verticales qui sont numéroté de “3 à 12”.

La 1ère colonne renferme les éléments de structure électronique: $(n-1)\ d^1,\ ns^2$; puis le remplissage du niveau secondaire “d” se succède jusqu’à la dernière colonne qui renferme les éléments de structure électronique $(n-1)\ d^{10},\ ns^2$.

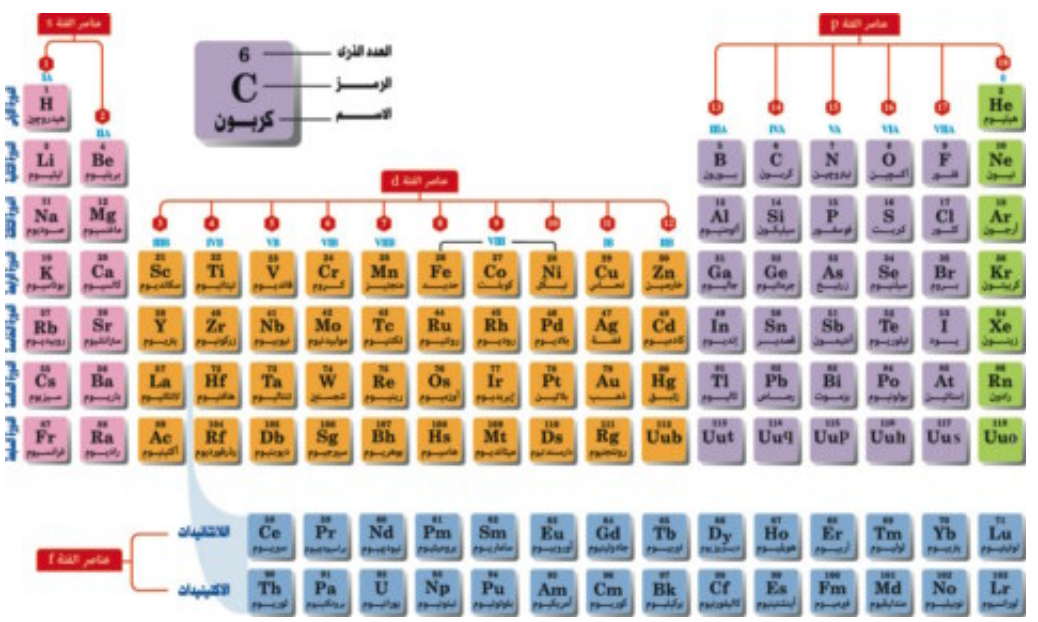
Ces colonnes sont arrangées du gauche à droite du tableau formant les groupes:

Colonne	(3)	(4)	(5)	(6)	(7)	(8)	(9)	(10)	(11)	(12)
Groupe	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB			IB	IIB

Le groupe (8) renferme trois colonnes verticales “8”, “9”, “10” qui diffèrent du reste des groupes “B” par la présence des analogies entre les éléments horizontaux plus que celles qui existent entre les éléments verticaux.

Le 8ème groupe est suivi par le groupe IB (11) puis le groupe IIB (12).

Les éléments de transition principale sont classés en quatre séries horizontales qui sont:



(Fig. 1 - 1) Tableau périodique Long

1 - La 1ère série de transition:

Le remplissage du niveau secondaire “3d” se succède avec l’augmentation du nombre atomique, elle se trouve dans la 4ème période après le calcium et renferme “10” éléments commençant par l’élément scandium $_{21}Sc$ ($4s^2$, $3d^1$). et termine par l’élément zinc $_{30}Zn$ ($4s^2$, $3d^{10}$).

2 - La 2ème série de transition:

Le remplissage du niveau secondaire “4d” se succède avec l’augmentation du nombre atomique, elle se trouve dans la 5ème période et renferme “10” éléments commençant par l’élément yttrium $_{39}Y$ ($5s^2$, $4d^1$) et termine par l’élément cadmium $_{48}Cd$ ($5s^2$, $4d^{10}$).

3 - La 3ème série de transition:

Le remplissage du niveau secondaire “5d” se succède avec l’augmentation du nombre atomique, elle se trouve dans la 6ème période et renferme “10” éléments commençant par l’élément lanthane $_{57}La$ ($6s^2$, $5d^1$) et termine par l’élément mercure $_{80}Hg$ ($6s^2$, $5d^{10}$).

4 - La 4ème série de transition:

Le remplissage du niveau secondaire “6d” se succède avec l’augmentation du nombre atomique, elle se trouve dans la 7ème période.

La découverte de ses éléments se succède.

La 1ère série de transition

Cette série comprend dix éléments qui sont:

Le scandium, le titane, le vanadium, le chrome, le manganèse, le fer, le cobalt, le nickel, le cuivre et le zinc.

Élément	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
% en poids	0,0026	0,66	0,02	0,014	0,11	5	0,003	0,0089	0,0068	0,0078

Le tableau précédent montre le pourcentage en poids des éléments de la 1ère série des éléments de transition dans l'écorce terrestre.

Le taux des éléments de la 1ère série de transition groupés ne dépasse pas 7% du poids de l'écorce terrestre mais ils ont une grande importance économique que nous allons présenter.

1 - Le scandium: Se trouve en très petite quantité réparti sur une grande superficie de l'écorce terrestre.

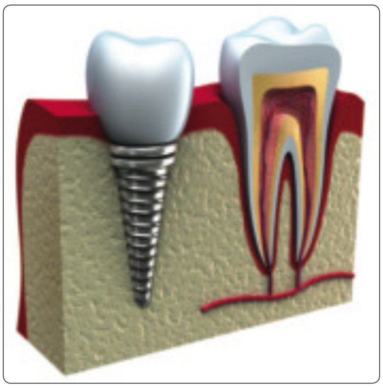
En additionnant une petite proportion à l'aluminium, il se forme un alliage très léger et très dur, c'est pour cela qu'on l'utilise dans la fabrication des avions "Meije" militaires.

De même, il est additionné dans les lampes à vapeur de mercure pour produire une lumière à capacité élevée qui ressemble à la lumière du Soleil; ainsi ces lampes sont utilisées dans la téléphotographie durant la nuit.

2 - Le titane: Élément très dur comme l'acier mais moins dense.

Ses alliages avec l'aluminium sont utilisés dans la fabrication des avions et les vaisseaux spatiaux car il maintient sa dureté dans les degrés de température élevée pourtant la dureté de l'aluminium diminue.

De même, il est utilisé dans les opérations d'implantation des dents et des articulations artificielles car le corps ne le refuse pas et il ne cause pas un empoisonnement.



(Fig. 1 - 2) Schéma Le titane est utilisé dans les opérations d'implantation des dents

L'oxyde de titane IV (TiO_2) est un des composés de titane répandus qui entre dans la structure des produits protecteurs des rayons solaires, ses particules nanonïques empêche l'arrivée des rayons ultraviolets à la peau.

3 - Le vanadium: En ajoutant une petite proportion de cet élément à l'acier, il se forme un alliage très dur qui a un une grande résistance à la corrosion ainsi on l'utilise dans la fabrication des ressorts des voitures.

Le pentoxyde de vanadium "V_2O_5" est un de ses composés utilisés comme pigments dans la fabrication de la céramique et du verre et comme catalyseur dans la fabrication des aimants très bon conducteurs.

4 - Le chrome: Élément chimiquement très actif mais résiste aux agents atmosphériques car il se forme une couche d'oxyde sur sa surface; le volume des molécules de l'oxyde formé est plus grande que celle des atomes de l'élément ce qui fournit une surface non-poreux de la couche d'oxyde qui empêche la continuité de la réaction du chrome avec l'oxygène de l'air.
Le chrome est utilisé dans la galvanisation des métaux et le tannage de peau.

Parmi les composés les plus répandus de chrome:

L'oxyde de chrome III "Cr_2O_3" utilisé dans les pigments et le bichromate de potassium "$K_2Cr_2O_7$" utilisé comme matière oxydante.

5 - Le manganèse: Il n'est pas utilisé à l'état pur car il est très spongieux, c'est pour cela qu'il est utilisé toujours sous forme d'alliage ou de composés.
Les alliages de fer et de manganèse sont utilisés dans la fabrication des rails de chemin de fer car il est plus dur que l'acier.

Les alliages d'aluminium et de manganèse sont utilisés dans l'industrie des boîtes des boissons gazeuses à cause de sa résistance à la corrosion.

Parmi les plus importants composés de manganèse, on peut citer:

Le dioxyde de manganèse "MnO_2" qui est un agent oxydant fort utilisé dans la fabrication des piles sèches, le permanganate de potassium "$KMnO_4$" qui est une matière oxydante et désinfectante et le sulfate de manganèse II "$MnSO_4$" qui est utilisé comme fongicide.

6 - Le fer: Il est utilisé dans les bétons armés, les tours d'électricité, les couteaux, les tuyaux des fusils et des canons et les instruments chirurgicaux.
De même, il est utilisé comme catalyseur dans l'industrie du gaz ammoniac par le procédé (Haber – Bosch) et dans la conversion du gaz à eau (mélange d'hydrogène et de monoxyde de carbone) en carburant liquide par le procédé (Fisher – Tropsch).

7 - Le cobalt: Il ressemble au fer de point de vu d'être aimantés et ils sont utilisés dans la fabrication des aimants et des piles sèches des voitures modernes. Le cobalt a "12 isotopes" radioactifs; le "cobalt 60" est le plus important car il émet des rayons gamma caractérisés par un grand pouvoir de pénétration ainsi il est utilisé dans:

a) Les opérations de conservation des aliments.

b) La vérification de la qualité des produits en découvrant la position des fissures et la soudure des liens.

c) La médecine en découvrant les tumeurs malines et leurs traitements.

8 - Le nickel: Il est utilisé dans la fabrication des piles de Nickel-Cadmium rechargeables. Les alliages nickel et acier sont caractérisés par une grande solidité et une résistance à la rouille et aux acides.

Les alliages nickel et chrome sont utilisés dans les appareils (bobines) de chauffage et les fours électriques car ils résistent à la corrosion même s'ils sont chauffés à rouge. Plusieurs métaux sont nickelés pour les protéger de l'oxydation, la corrosion et leur donner un meilleur aspect.

Le nickel subdivisé est utilisé comme catalyseur dans les opérations d'hydrogénation des huiles.

9 - Le cuivre: Historiquement, le cuivre est le premier élément connu par l'homme. L'alliage du cuivre et d'étain est connu sous le nom de bronze; le cuivre est un bon conducteur de l'électricité, c'est pour cela qu'il est utilisé dans l'industrie des câbles électriques et les alliages des pièces de monnaies.

Parmi les composés célèbres du cuivre:

Le sulfate de cuivre II ($CuSO_4$) qui est utilisé comme insecticide et fongicide dans les opérations de purification des eaux.

La solution de Fehling qui est un des composés de cuivre II, est utilisée pour la mise en évidence du sucre glucose; sa couleur change du bleu en orange.

10 - Le zinc: La plupart des utilisations du zinc est dans la galvanisation des autres métaux pour les protéger de la rouille.

Parmi les composés célèbres du zinc:

L'oxyde de zinc "ZnO" qui entre dans l'industrie des peintures, du caoutchouc, des produits de beauté et le composé sulfure de zinc ZnS qui est utilisé dans l'industrie des teintures lumineuses et les écrans des rayons "X".

La structure électronique et les cas d'oxydations

Le tableau suivant montre la structure électronique des éléments de la première série de transition et leurs différents cas d'oxydations et les cas les plus communs.

Elément	Le groupe	Structure électronique	Etat d'oxydation	Quelques composés
$_{21}Sc$	III B	[Ar], $4s^2$, $3d^1$	(3)	Sc_2O_3
$_{22}Ti$	IV B	[Ar],$4s^2$, $3d^2$	2 , 3, (4)	TiO_2,Ti_2O_3,TiO
$_{23}V$	V B	[Ar],$4s^2$, $3d^3$	2 , 3 , 4 , (5)	V_2O_5, VO_2,V_2O_3, VO
$_{24}Cr$	VI B	[Ar],$4s^1$, $3d^5$	2 , (3) , 6	CrO_3, Cr_2O_3, CrO
$_{25}Mn$	VII B	[Ar],$4s^2$, $3d^5$	2, 3, (4) , 6, 7	MnO_2 , Mn_2O_3, MnO,$KMnO_4$, K_2MnO_4
$_{26}Fe$	VIII	[Ar],$4s^2$, $3d^6$	2, (3) ,	Fe_2O_3, FeO
$_{27}Co$	VIII	[Ar],$4s^2$, $3d^7$	(2) , 3, 4	$[CoF_6]^{2-}$, $CoCl_3$, $CoCl_2$
$_{28}Ni$	VIII	[Ar],$4s^2$, $3d^8$	(2) , 3, 4	NiO_2 , Ni_2O_3 ,NiO
$_{29}Cu$	IB	[Ar],$4s^1$, $3d^{10}$	1, (2)	CuO , Cu_2O
$_{30}Zn$	IIB	[Ar],$4s^2$, $3d^{10}$	(2)	ZnO

Du tableau précédent (à lire), on remarque ce qui suit :

1 - Les éléments de la $1^{ère}$ série de transition sont situés dans la quatrième période après le calcium de structure électronique [Ar],$4s^2$, puis le remplissage progressif des 5 orbitales de la sous-couche (3d) par 1 ē célibataire jusqu'au manganèse ($3d^5$), ensuite le remplissage se fait par l'accouplement des électrons dans les orbitales jusqu'au zinc ($3d^{10}$) selon la loi de Hund.

2 - Certains éléments font exception dans leur structure électronique :
Le chrome $4s^1$, $3d^5$ et le cuivre $4s^1$, $3d^{10}$, dans l'atome de chrome les 2 sous-couches 3d et 4s sont à moitié remplies, dans l'atome de cuivre la sous-couche 3d est complètement remplie et la sous-couche 4s est à moitié remplie car l'energie de l'atome diminue et

devient plus stable, quand la sous-couche “d” est à moitié (d^5) ou complètement replie (d^{10}).

NB : Le remplissage ou le semi-remplissage des orbitales n’est pas le seul facteur pour démonter la stabilité de la structure électronique d’un élément dans un composé.

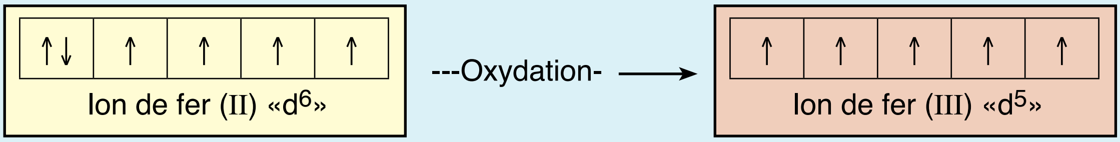
Exercice :

Pourquoi : Il est facile d’oxyder l’ion de fer (II) en ion de fer (III) tandis qu’il est difficile d’oxyder l’ion de manganèse (II) en ion de manganèse (III)

La solution :

La structure électronique du fer $_{26}Fe$: $[Ar], 4s^2, 3d^6$

Fe^{2+} : $[Ar], 3d^6$ Fe^{3+} : $[Ar], 3d^5$.



L’ion de fer III est plus stable car la sous-couche “3d” est à moitié remplie (d^5) alors la réaction se déroule dans le sens de la formation de la structure électronique le plus stable.

La structure électronique du manganèse $_{25}Mn$: $[Ar], 4s^2, 3d^5$

Mn^{2+} : $[Ar], 3d^5$ ----oxydation- ⟶ Mn^{3+} : $[Ar], 3d^4$

On remarque que la sous-couche “3d” de l’ion Mn^{2+} est moitié remplie alors il est plus stable et difficile à être oxyder.

3 - Tous les éléments de la première série de transition ont le nombre d’oxydation “+2” par la perte de deux électrons de la sous-couche 4s (sauf le scandium) dans les états d’oxydation plus élevés, la perte des électrons se fait de la sous couche ”3d”.

4 - Le nombre d’oxydation augmente du scandium jusqu’à atteindre le maximum dans le cas du manganèse (+7) qui se trouve dans le groupe ”7B”, puis diminue jusqu’au zinc (+2) qui se trouve dans le groupe ”2B”.

Donc, le plus grand nombre d’oxydation de n’importe quel élément ne dépasse pas son numéro du groupe sauf les éléments du groupe 1B qui sont le cuivre, l’argent et l’or.

5- Les éléments de transition se caractérisent par la variété des cas d'oxydation tandis qu'on ne remarque pas ce phénomène dans les métaux représentatifs qui ont souvent un seul cas d'oxydation.

Interprétation : Lors de l'oxydation des éléments de transition,la perte ou le déplacement des électrons de l'atome a lieu successivement de la sous-couche "4s" puis de la sous-couche "3d" d'énergie proche.

C'est pour cela que les énergies d'ionisations successives de l'atome d'un élément de transition augmentent progressivement, comme dans le cas des potentiels d'ionisations du vanadium en kj/mol dans les cas d'oxydations successives.

V	--648→	V^+	--1364→	V^{2+}	--2858→	V^{3+}	--4643→	V^{4+}	--6523→	V^{5+}
$(4s^2,3d^3)$	kj/mol	$(4s^1,3d^3)$	kj/mol	$(3d^3)$	kj/mol	$(3d^2)$	kj/mol	$(3d^1)$	kj/mol	$(3d^0)$

Tandis que dans le cas des métaux représentatifs comme le sodium, le magnésium et l'aluminium, on trouve que l'augmentation du deuxième potentiel d'ionisation dans le cas du sodium, du troisième dans le cas du magnésium et du quatrième dans le cas de l'aluminium due à la rupture d'une couche complet, donc on ne peut pas obtenir Na^{+2}, Mg^{+3}, Al^{+4} par la réaction chimique ordinaire.

Application

Al^0	--578→	Al^+	--1811→	Al^{2+}	--2745→	Al^{3+}	--11540→	Al^{4+}
$(2s^2,2p^6,3s^2,3p^1)$	kj/mol	$(2s^2,2p^6,3s^2)$	kj/mol	$(2s^2,2p^6,3s^1)$	kj/mol	$(2s^2,2p^6)$	kj/mol	$(2s^2,2p^5)$

6 - Après la présentation des éléments de la première série de transition, leurs structures électroniques et ses cas d'oxydations on peut définir l'élément de transition.

L'élément de transition :

C'est l'élément dont les orbitales " d " ou " f " sont occupées par des électrons de façon partielle soit à l'état atomique soit dans un état quelconque d'oxydation.

Exercice 1:

Est-ce que les métaux monétaires le cuivre, l'argent et l'or sont des éléments de transition sachant que leurs structure électroniques des orbitales externes sont :

$${}_{29}Cu\ (4s^1, 3d^{10}) \quad - \quad {}_{47}Ag(5s^1,4d^{10}) \quad - \quad {}_{79}Au\ (6s^1,5d^{10})$$

La solution :

La sous-couche “d” des 3 éléments est remplie par 10 électrons à l’état atomique (d^{10}) mais à l’état d’oxydation (2+) et (3+), la sous-couche “d” n’est pas complètement remplie (d^9 ou d^9). Donc ils sont des éléments de transition.

Exercice 2 :

Est-ce que les métaux Zinc, cadmium et mercure sont des éléments de transition sachant que leurs structure électroniques des orbitales externes sont :

$_{30}Zn\ (4s^2, 3d^{10})$ – $_{48}Cd\ (5s^2, 4d^{10})$ – $_{80}Hg\ (6s^2, 5d^{10})$

La solution :

La sous-couche “d” des trois métaux est complètement remplie d’électrons (d^{10}) soit à l’état atomique,soit à l’état d’oxydation (2+)

Donc ils ne sont pas des éléments de transition .

Les caractères généraux des éléments de la première série de transition :

Le tableau suivant montre quelques informations des éléments de cette série et dont on peut déduire les propriétés générales qui caractérisent ses éléments :

Elément	La masse atomique	Le rayon atomique Å	La densité g/cm^3	Point de fusion °C	Point d’ébullition °C
Sc	45,0	1,44	3,10	1397	3900
Ti	47,9	1,33	4,42	1680	3130
V	51,0	1,22	6,07	1710	3530
Cr	52,0	1,17	7,19	1890	2480
Mn	54,9	1,17	7,21	1247	2087
Fe	55,9	1,16	7,87	1528	2800
Co	58,9	1,16	8,70	1490	3520
Ni	58,7	1,15	8,90	1492	2800
Cu	63,5	1,17	8,92	1083	2582

(*) (À lire seulement)

1 - **La masse atomique:** La masse atomique augmente graduellement avec l'augmentation du nombre atomique, sauf le nickel car il a 5 isotopes stables dont la moyenne arithmétique = 58,7 u.

2 - **Le rayon atomique:** Les rayons atomiques des éléments de la première série de transition ne changent pas considérablement, on remarque la stabilité relative du rayon du chrome au cuivre, cela est due a deux facteurs opposés :

(a) Premier facteur: Conduit à la diminution du rayon atomique avec l'augmentation du nombre atomique car la charge effective du noyau des éléments augmente, de même. Il y a une augmentation du nombre des électrons de l'atome du scandium jusqu'au cuivre

(b) Deuxième facteur: Conduit à l'augmentation du rayon atomique, car l'augmentation du nombre d'électrons de la sous-couche "3d" augmente la force de répulsion entre les électrons.

A cause de ces deux facteurs opposés, les rayons atomiques des éléments est relativement stable.

Ce qui explique l'usage de ces éléments dans la production des alliages.

3 - **Les propriétés métalliques:** Les propriétés métalliques paraissent clairement dans les éléments de cette série, on peut apercevoir cela comme suit :

(a) Tous sont des métaux durs, brillants et bon conducteur de la chaleur et de l'électricité.

(b) Les points de fusion et d'ébullition sont élevés cela est due à la forte liaison entre les atomes par la coopération des électrons de "4s" et "3d"

(c) La plupart sont des métaux de densité élevé,la densité augmente dans cette série par l'augmentation du nombre atomique car le volume atomique de ces éléments est a peu prés constant,alors le facteur qui influe sur la densité est la masse atomique.

(d) Il y a une contraste dans l'activité catalytique,l'activité du cuivre est limité (ne réagit que sous certain condition), l'activité de certains est moyenne comme le fer qui se rouille en s'exposant à l'air et d'autres très actifs comme le scandium qui remplace l'hydrogène de l'eau

4 - **Les propriétés magnétiques:** L'étude des propriétés magnétiques a favorisé la compréhension de la chimie des éléments de transition, Il y a des genres différentes de propriétés magnétiques,on va discuter deux genres :

(a) Propriété paramagnétique: Cette propriété paraît dans les ions, les atomes et les

molécules qui possèdent des orbitales contenant des électrons célibataires(↑),le spin de l'électron célibataire engendre un champ magnétique qui s'attire au champ magnétique externe.

La matière paramagnétique: C'est la matière qui s'attire vers un champ magnétique extérieur due à la présence des électrons célibataires.

La force d'attraction magnétique des matières paramagnétiques est directement proportionnelle au nombre d'électrons célibataires.

La plupart des composés des éléments de transition sont des matières paramagnétiques

(b) Propriétés diamagnétiques: Cette propriété paraît dans les matières qui contiennent des électrons appariés (↑↓) dans tous les orbitales (d),son moment magnétique = zéro car chacun des deux électrons appariés tourne dans deux sens opposés.

La matière diamagnétique: C'est la matière qui se repousse avec un champ magnétique extérieur dû à la présence de tous ses électrons appariés dans toutes les orbitales.

Exercice :

Citer laquelle des matières suivantes est paramagnétique et laquelle est diamagnétique :atome de zinc Zn(d^{10}), ion de cuivre (II) Cu(d^9), chlorure de fer (II) Fe(d^6).

La solution :

Atome ou ion	Répartition électronique des orbitales "d"				Nombre d'électrons non appariés	Propriétés magnétiques
Zn^0	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	zéro	diamagnétique
Cu^{2+}	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	1	paramagnétique
Fe^{2+}	↑↓	↑	↑	↑	4	paramagnétique

On peut déterminer le nombre d'électrons célibataires par la mesure des moments magnétiques de la matière et par suite on détermine la structure électronique de l'ion du métal.

Exercice :

Arranger les cations des composés suivants par ordre croissant de leurs moments magnétiques $FeCl_3$;$Cu Cl_2$; Cr_2O_3 ; TiO_2.

5 - L'activité catalytique : Les métaux de transition sont considérés des catalyseurs idéals, le nickel subdivisé est utilisé dans les opérations d'hydrogénation des huiles et le fer subdivisé dans l'industrie du gaz ammoniaque par la méthode de Haber Bosch.

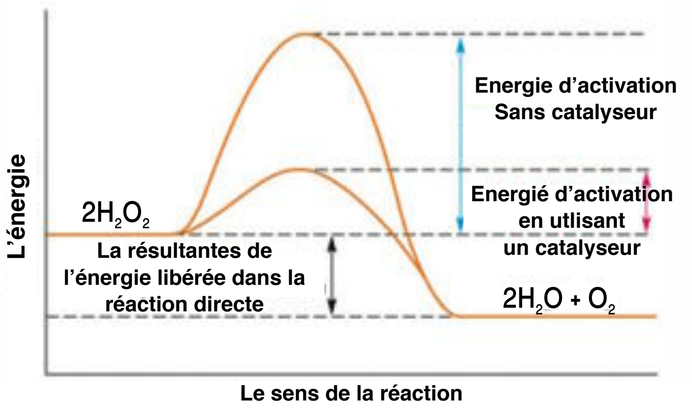
$$N_2(g) + 3H_2(g) \xrightarrow[Fe]{500°C\ /\ 600\ atm} 2NH_3(g)$$

On utilise le pentoxyde de vanadium V_2O_5 comme catalyseur pour préparer l'acide sulfurique par la méthode de contact.

$$2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \xrightarrow[450°C]{V_2O_5} 2SO_{3(g)}$$

$$SO_{3(s)} + H_2O_{(\ell)} \longrightarrow H_2SO_{4(aq)}$$

L'importance des métaux de la première série de transition comme catalyseur est due à la présence des électrons célibataires dans les orbitales "4S et 3d" qui forment des liaisons avec les molécules régissantes et les atomes superficiels du métal, cela conduit à la concentration des réactifs sur la surface du métal et affaiblit la liaison dans les molécules réagissant; ce qui diminue l'énergie d'activation et accélère la réaction.



(fig. 1 - 3)

Effet MnO_2 comme catalyseur dans la réaction de la décomposition de H_2O_2

6 - Les ions colorés : La plupart des composés de transition et ses solutions aqueuses sont coloré, le tableau suivant montre les couleurs de quelques ions hydratés des métaux de la première série de transition :

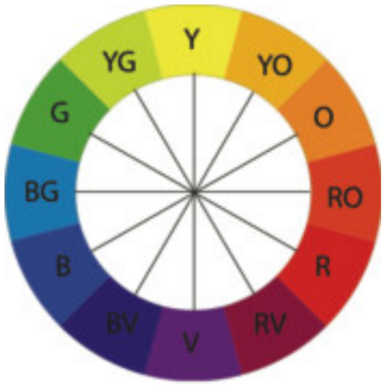
Nombre des électrons de (3d) dans l'ion	La couleur	Nombre des électrons de (3d) dans l'ion	La couleur
$Sc^{3+}_{(aq)}$ $(3d^0)$	incolore	$Fe^{3+}_{(aq)}$ $(3d^5)$	Jaune
$Ti^{3+}_{(aq)}$ $(3d^1)$	Violet rouge	$Fe^{2+}_{(aq)}$ $(3d^6)$	Vert
$V^{3+}_{(aq)}$ $(3d^2)$	Bleu	$Co^{2+}_{(aq)}$ $(3d^7)$	Rouge
$Cr^{3+}_{(aq)}$ $(3d^3)$	Vert	$Ni^{2+}_{(aq)}$ $(3d^8)$	Vert
$Mn^{3+}_{(aq)}$ $(3d^4)$	Violet	$Cu^{2+}_{(aq)}$ $(3d^9)$	Bleu
$Mn^{2+}_{(aq)}$ $(3d^5)$	Rouge (rose)	$Cu^{+}_{(aq)}$,$Zn^{2+}_{(aq)}$ $(3d^{10})$	incolore

L'interprétation des couleurs dans les matières :

La couleur de la matière résulte de l'absorption de quelques photons de la lumière visible, l'œil voit le mélange des couleurs qui restent (réfléchis), si la matière absorbe toutes les couleurs de la lumière visible (blanc) elle paraît noir, si elle n'absorbe aucune des couleurs, elle paraît blanche. Et si elle absorbe une couleur déterminé sa couleur complémentaire paraît.

Le tableau montre la couleur absorbée par la matière et sa couleur complémentaire que l'œil voit, par exemple : Les composés de chromeIII absorbent la couleur rouge ainsi sa couleur apparaît vertes.

La couleur absorbé par la matière	La couleur complémentaire que l'œil voit
Violet V	Jaune J
Bleu B	Orange O
Vert V	Rouge R
Jaune J	Violet V
Rouge R	Vert V



(fig. 1 - 4)
Les couleurs complémentaires

La relation entre les couleurs des ions des éléments de transition et leurs structures électroniques :

En révisant le tableau des couleurs des ions des éléments de transition hydratés, on remarque que les ions $Sc^{3+}(d^0)$, $Cu^+(d^{10})$, $Zn^{2+}(d^{10})$ ne sont pas colorés, (comme les ions des éléments non-transitionnelles); ils se caractérisent soit par la présence des orbitales "d" vides (d^0) ou complètements remplies (d^{10}),on conclus que la couleur des ions des éléments de transitions est dû du remplissage partielle (1:9 ē)des orbitales de la sous-couche (d), or la présence des électrons célibataires dans les orbitales "d".

Le Fer $^{56}_{26}Fe$

[Ar], $4s^2$, $3d^6$

Le fer est considéré la base des industries lourds,le fer est le 4ème élément répandu dans l'écorce terrestre après l'oxygène, le silicium et l'aluminium, il forme 6,3% du poids de l'écorce terrestre ; sa quantité augmente graduellement au fur et à mesure que l'on s'approche du sein de la terre.

Il ne se trouve pas à l'état libre que dans les météorites.(90%)

Le fer se trouve dans l'écorce terrestre sous forme de minerais naturels qui contiennent les différents oxydes de fer mélangés à des impuretés, on détermine le pouvoir des minerais du fer pour extraire le fer suivant le pourcentage du fer et la composition des impuretés et la présence des éléments nuisibles mélangés comme le soufre, le phosphore l'arsenic ……… etc.

Le tableau suivant montre les principaux minerais de fer utilisés dans son industrie:

Minerai	Nom scientifique	Formule moléculaire	Taux du fer	Propriétés	Source en Egypte
L'hématite	Oxyde de fer III	Fe_2O_3	50 – 60%	# Couleur rouge foncée. # Facile à réduire.	La partie ouest d'Assouan, l'oasis marine.
La limonite	Oxyde de fer III hydraté	$2\,Fe_2O_3 \cdot 3\,H_2O$	20 – 60%	~ Couleur jaune. ~ Facile à réduire.	Oasis marine
La magnétite	Oxyde magnétique de fer	Fe_3O_4	45 – 70%	* Couleur noire. * A despropriétés magnétiques	Désert de l'Est
La sidérite	Carbonate de fer II	$FeCO_3$	30 – 42%	+ Couleur grisejaunâtre. + Facile à réduire	

L'extraction du fer de ses minerais

I. Préparation du minerai de fer:

1 - Amélioré les propriétés physiques et mécaniques des minerais.

(A) Broyage : Obtenir le minerai en petites dimensions facile à réduire.

(B) Feutrage : Les opérations de craquage et broyage et les opérations de nettoyage des gaz des hauts fourneaux produisent des grandes quantités de minerais en poudre difficile a utilisé directement dans les hauts fourneaux, alors on les soumet a un traitement pour agglomérer les particules en des grosses particules identiques et homogène, cette opération est nommée **Feutrage**.

(C) L'opération de la concentration: Cette opération se fait pour augmenter le taux du fer par élimination des impuretés et les matières indésirables unis chimiquement ou mélangés avec le minerai. L'opération de la concentration a lieu en utilisant la propriété de la tension superficielle, la séparation magnétique, la séparation électrique.

2 - Amélioré les propriétés chimiques:

La calcination: Cette opération a lieu par le chauffage intense des minerais de fer pour:

(a) Dessécher le minerai, se débarrasser de l'humidité et augmenter le taux de fer dans le minerai :

$$2\,Fe_2O_3 \,.\, 3\,H_2O_{(s)}\ (40\%\ fer) \xrightarrow{\Delta} 2\,Fe_2O_{3(s)}\ (69{,}6\%\ fer) + 3\,H_2O_{(v)}.$$

$$2\,FeCO_{3(s)}\ (48{,}5\%\ fer) \xrightarrow{\Delta} 2\,FeO_{(s)} + 2CO_{2(g)}$$

$$2\,FeO_{(s)} + \frac{1}{2}O_{2\,(g)} \xrightarrow{\Delta} Fe_2O_{3(s)}\ (69{,}6\%\ fer)$$

(b) Oxyder certaines impuretés comme le soufre et le phosphore :

$$S_{(s)} + O_{2(g)} \xrightarrow{\Delta} SO_{2(g)} \qquad 4P_{(s)} + 5O_{2(g)} \xrightarrow{\Delta} 2P_2O_{5(v)}$$

II. Réduction du minerai de fer :

On réduit les oxydes de fer en fer, par deux méthodes suivant l'agent réducteur utilisé.

(a) La réduction par le gaz monoxyde de carbone produit du charbon de coke, cette opération se fait dans le haut fourneau.

$$C_{(s)} + O_{2(g)} \xrightarrow{\Delta} CO_{2(g)}$$

$$CO_{2(g)} + C_{(s)} \xrightarrow{\Delta} 2CO_{(g)}$$

$$3CO_{(g)} + Fe_2O_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} 2Fe_{(s)} + 3CO_{2(g)}$$

(b) La réduction par le mélange du gaz monoxyde de carbone et l'hydrogène (gaz à l'eau) produit du gaz naturel(le taux du méthane CH_4 93%) ; cette opération se fait dans le four Midrex.

$$2\ CH_{4(g)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(v)} \xrightarrow{\Delta} 3\ CO_{(g)} + 5\ H_{2(g)}.$$

$$3CO_{(g)} + 2Fe_2O_{3(s)} + 3H_{2(g)} \xrightarrow{\Delta} 4Fe_{(s)} + 3CO_{2(g)} + 3\ H_2O_{(v)}$$

III. Production du fer :

Après l'opération de la réduction des minerais de fer dans le haut fourneau ou le four Midrex, on arrive à la troisième étape :- La production des différents genres de fer comme l'acier et le fer fonte.

L'acier

La fabrication de l'acier dépend de 2 opérations qui visent à :

(a) Se débarrasser des impuretés se trouvant dans le fer résultant des fours réducteurs.

(b) Ajouter quelques éléments au fer pour donner à l'acier les caractéristiques demandés dans les domaines industriel.

L'industrie de l'acier se fait en utilisant un des trois fours :

1 - Le convertisseur à oxygène.

2 - Le four ouvert.

3 - Le four électrique.

Les Alliages

Un alliage:

C'est un mélange de deux ou plusieurs métaux comme le fer et le chrome – le fer et le manganèse – le fer et le vanadium – le fer et le nickel.

L'alliage peut-être mélange d'un métal et d'un non-métal comme le carbone.

Préparation des alliages :

1. On fait fondre les métaux ensemble puis on les laisse refroidir graduellement.

2. Par précipitation électrique.

On peut obtenir un alliage par la précipitation électrique de 2 ou plusieurs métaux en même temps. Exemple : “Recouvrir les poignées en fer par le cuivre jaune {Cu + Zn} ”, par la précipitation électrique d’une solution contenant les ions de cuivre et du zinc sur les poignées.

Genres d’alliages :

1. Alliages interstitiels :

Les atomes du métal (fer) sont rangés dans un réseau cristallin.Figure (5-a)

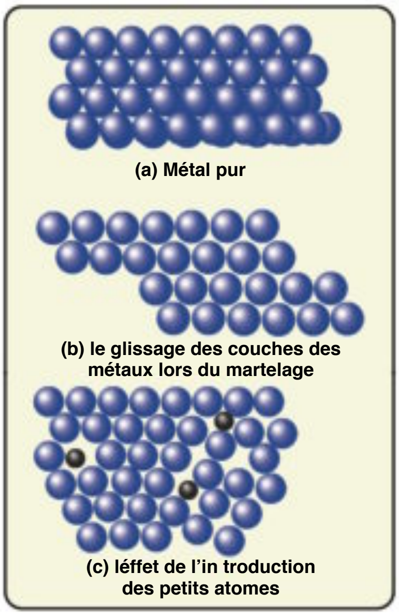
Lors d’un choc, une des couches du réseau se déplace sur l’autre figure (5-b)

Si on introduit un autre métal dont le volume est plus petit que le volume des atomes du métal pur dans les espaces interstitiels du réseau cristallin du métal initial

Les couchent ne se glissent pas (figure 5-C). Ce qui augmente la dureté du métal.

En plus l’effet de quelques propriétés physiques comme la malléabilité, ductilité, dureté, points de fusion, conductibilité électrique et propriétés magnétiques.

Ce genre d’alliage est connu sous le nom d’alliages interstitiels. **Exemple:** - L’alliage fer et carbone (l’acier).



(fig. 1 - 5) Les alliages

2. Alliages substitutionnels

On remplace quelques atomes du réseau cristallin du métal original par des atomes d’un autre métal de même diamètre, structure cristalline et même propriétés chimiques. **Exemple :** - Alliage {Fe-Cr} dans l’acier inoxydable. Alliage {Au-Cu} et Alliage {Fe-Ni}.

3. Alliages à composés intermétalliques :

Les éléments qui constituent l’alliage, s’unissent chimiquement formant des composés chimiques, leurs formules chimiques ne sont pas soumit aux lois des valences, ce sont des composés solides formés des métaux qui ne sont pas situés dans le même groupe du T.P.L.).

Exemple: alliages (Aluminium - Nickel) Ni_3Al, (Aluminium - Cuivre) connus sous le non Alumine Di or, alliages (Plomb - Or) Au_2Pb, cémentite Fe_3C.

Les propriétés du fer

Le fer pur n'a pas d'importance industrielle car il est relativement mou, malléable et ductile. Il fond à 1538°C, à des propriétés magnétiques et sa masse volumique (densité) = 7,86 g/cm^3

Les propriétés physiques du fer :

Dépendent de sa pureté et de la nature des impuretés.

On peut produire un grand nombre de genres d'acier et d'alliages de fer qui ont plusieurs propriétés qu'on peut les utiliser dans plusieurs usages.

Les propriétés chimiques du fer :

Le fer ne donne pas d'état d'oxydation qui indique la perte de tous les électrons (8 ē) des sous-couches (4s, 3d).

Tous les états d'oxydation plus élevés que (+3) n'ont pas d'importances.

Ses états d'oxydation sont :

(a) "+2" qui correspond à la perte des deux électrons de la sous-couche "4s".

(b) "+3" qui correspond à la perte des deux électrons de la sous-couche "4s" et un électron de la sous-couche "3d" qui devient moitié remplie ($3d^5$); ce qui le rend plus stable.

1 - Action de l'air : Le fer chauffé au rouge réagit avec l'air ou l'oxygène et produit l'oxyde magnétique de fer

$$3\,Fe_{(s)} + 2\,O_{2(g)} \xrightarrow{\Delta} Fe_3\,O_{4(s)}$$

2 - Action de l'eau : Le fer chauffé au rouge (500°C) réagit avec la vapeur d'eau et produit l'oxyde magnétique de fer et l'hydrogène.

$$3\,Fe_{(s)} + 4\,H_2O_{(v)} \xrightarrow{500°C} Fe_3O_{4(s)} + H_{2(g)}\uparrow.$$

3 - Avec les non métaux : Le fer réagit avec le chlore produisant le chlorure de fer (III) et réagit avec le soufre formant sulfure de fer (II).

$$2Fe_{(s)} + 3\,Cl_{2(g)} \xrightarrow{\Delta} 2\,Fe\,Cl_{3(s)}$$

$$Fe_{(s)} + S_{(s)} \xrightarrow{\Delta} FeS_{(s)}$$

4 - Avec les acides : Le fer se dissout dans les acides minéraux dilués et produit des sels de fer (II), les sels de fer (III) ne se forment pas car l'hydrogène résultant le réduit.

$$Fe_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \xrightarrow{\text{dilués}} FeCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$$

$$Fe_{(s)} + H_2SO_{4(aq)} \xrightarrow{\text{dilués}} FeSO_{4(aq)} + H_{2(g)}$$

Il réagit avec l'acide sulfurique concentré et chaud en donnant le sulfate de fer (II), sulfate de fer(III), dioxyde de soufre et l'eau.

$$3Fe_{(s)} + 8\,H_2SO_{4(\ell)} \xrightarrow{\text{conc}/\Delta} FeSO_{4(aq)} + Fe_2(SO_4)_{3(aq)} + 4SO_{2(g)} + 8H_2O_{(v)}$$

L'acide nitrique concentré cause la passivité chimique du fer car il se forme une couche d'oxyde non-poreuse sur la surface du métal qui empêche la continuité de la réaction ; on peut éliminer cette couche par frottage ou par l'acide chlorhydrique dilué.

Les oxydes de fer

1 - L'oxyde de fer (II) FeO :

Préparation :

(a) Par le chauffage de l'oxalate de fer II à l'abri de l'air :

$$Fe(COO)_{2(s)} \xrightarrow{\Delta} FeO_{(s)} + CO_{(g)} + CO_{2(g)}.$$

(b) En réduisant les oxydes supérieurs par l'hydrogene (H_2) ou le monoxyde de carbone (CO) :

$$Fe_2O_{3(s)} + H_{2(g)} \xrightarrow{400\text{ - }700°C} 2\,FeO_{(s)} + H_2O_{(v)}.$$

$$Fe_3O_{4(s)} + H_{2(g)} \xrightarrow{400\text{ - }700°C} 3\,FeO_{(s)} + H_2O_{(v)}$$

Propriétés :

1- Poudre noire, insoluble dans l'eau.

2- S'oxyde facilement dans l'air chaud. $4\,FeO_{(s)} + O_{2(g)} \xrightarrow{\Delta} 2\,Fe_2O_{3(s)}$

3- Réagit avec les acides minéraux dilués produisant sels de fer(II) et l'eau.

$$FeO_{(s)} + H_2SO_{4(aq)} \xrightarrow{\text{dil}} FeSO_{4(aq)} + H_2O_{(\ell)}$$

2 - L'oxyde de fer (III) Fe_2O_3 :

Préparation :

1- En ajoutant une solution alcaline aux solutions des sels de fer (III), l'hydroxyde de fer (III) (marron rougeâtre) se précipite. En chauffant l'hydroxyde de fer III à une température plus élevée que 200°C, il se transforme en oxyde de fer III :

$$FeCl_{3(aq)} + 3\ NH_4OH_{(aq)} \rightarrow Fe(OH)_{3(s)} \downarrow \text{(Marron rougeâtre)} + 3\ NH_4Cl_{(aq)}.$$

$$2Fe(OH)_{3(s)} \xrightarrow{T° > 200°C} Fe_2O_{3(s)} + 3\ H_2O_{(v)}.$$

2- En chauffant le sulfate de fer (II), il produit l'oxyde de fer (III) :

$$2\ Fe\ SO_{4(s)} \xrightarrow{\Delta} Fe_2O_{3(s)} + SO_{2(g)} + SO_{3(g)}$$

Présence : Il se trouve dans la nature sous forme du minerai hématite.

Propriétés :

(a) Insoluble dans l'eau.

(b) Donne une teinte rouge à certaines peintures

(c) Réagit avec les acides minéraux concentrés et chaud produisant sels de fer (III) et de l'eau.

$$Fe_2O_{3(s)} + 3H_2SO_{4(\ell)} \text{ ---conc}/\Delta\rightarrow Fe_2\ (SO_4)_{3(aq)} + 3\ H_2O_{(\ell)}$$

3 - L'oxyde de fer magnétique (l'oxyde noir) Fe_3O_4 :

Présence :

Il se trouve dans la nature sous forme du minerai magnétite, il est composé des oxydes de fer (II) et de fer (III).

Préparation :

1 - A partir du fer chauffé au rouge par l'action de l'air ou la vapeur d'eau.

2 - Par la réduction de l'oxyde de fer(III):

$$3\ Fe_2O_{3(s)} + CO_{(g)} \text{ --230 : 300°c} \rightarrow 2\ Fe_3O_{4(s)} + CO_{2(g)}.$$

Propriétés :

(a) Un fort aimant.

(b) Il réagit avec les acides concentrés et chaud produisant sels de fer (III) et sels de fer (II). Ce qui indique qu'il est un oxyde mixte.

$$Fe_3O_{4(s)} + 4\ H_2SO_{4(aq)} \xrightarrow{Conc} FeSO_{4(aq)} + Fe_2\ (SO_4)_{3(aq)} + 4\ H_2O_{(l)}.$$

Il s'oxyde en oxyde de fer (III) durant son chauffage dans l'air.

$$2\ Fe_3O_{4(s)} + \frac{1}{2}\ O_{2(g)} \xrightarrow{\Delta} 3\ Fe_2O_{3(s)}.$$

Evaluation

Première question :

Choisir la bonne réponse :

1 - Lors de la réaction du fer avec le soufre produit ....

(a) $Fe_2(SO_4)_3$ (b) $FeSO_4$ (c) Fe_2S_3 (d) Fe

2 - Le fer se dissout dans les acides dilué et produit ......

(a) sels du fer (II) (b) oxyde de fer (II)

(c) sels du fer (III) (d) oxyde de fer (III)

3 - L'oxyde de fer noir est mixte, lors de sa réaction avec les acides concentré et chaud produit ....

(a) sels du fer(II) (b) sels du fer(III)

(c) (a et b) ensemble (d) oxyde de fer (III)

4 - Lors de la réduction de l'oxyde de fer magnétique à une température de 400 : 700°C, produit ....

(a) Fe (b) FeO (c) Fe_2O_3 (d) $FeSO_4$

5 - FeO réagit avec les acides dilué produisant ....

(a) sel du fer (II) seulement (b) sel de fer (III) seulement

(c) sel du fer (II) et eau (d) sel de fer (III) et eau

6 - Lors du chauffage du sulfate de fer (II), il se produit oxyde de fer (III), dioxyde de soufre et ....

(a) hydrogène (b) eau

(c) trioxyde de soufre (d) sulfure d'hydrogène.

7 - Genre d'alliages dont ses éléments s'unissent chimiquement.....................

(a) alliages interstitiels (b) alliages substitutionnelles

(c) alliages intermétalliques (d) (a,b) ensemble

8 - L'alliage fer et chrome est un alliage ....

(a) interstitiels (b) substitutionnelles

(c) intermétalliques (d) (a,b) ensemble

Deuxième question:

Choisissez de la colonne (B) la structure électronique des éléments de la colonne (A) puis ce qui convient des usages de la colonne (C).

(A) L'élément	(B) Structure électronique	(C) Usages
1 - Titane ($_{22}Ti$)	a. [Ar], $3d^{10}$, $4s^1$	I - un de ses composés est Utilisé comme matière oxydante ou désénfectante
2 - le Chrome ($_{24}Cr$)	b. [Ar], $3d^7$, $4s^2$	II - Utilisé dans l'hydrogénation des huiles
3 - le Manganèse ($_{25}Mn$)	c. [Ar], $3d^2$, $4s^2$	III - Son isotope radioactif 60 est utilisé dans les opérations de conservation des aliments
4 - Cobalt ($_{27}Co$)	d. [Ar], $3d^8$, $4s^2$	IV - Utilisé dans le tannage des peaux
5 - Nickel ($_{28}Ni$)	e. [Ar], $3d^5$, $4s^1$	V - Ses alliages avec l'aluminium sont utilisés dans la fabrication des vaisseaux spatiaux
6 - le cuivre ($_{29}Cu$)	f. [Ar], $3d^5$, $4s^2$	VI - Utilisé dans la composition de la solution Fehling.
		VII - Utilisé dans l'industrie des ressorts des voitures.

Troisième question:

Qu'arrive-t-il quand :

1 - On chauffe l'hydroxyde de fer (III) à une température plus élevée que 200°C.

2 - On chauffe fortement le sulfate de fer (II).

3 - La réaction de l'hématite avec l'acide sulfurique concentré et chaud.

4 - On chauffe l'oxyde de fer magnétique fortement dans l'air.

5 - On chauffe l'oxalate de fer (II) à l'abri de l'air.

6 - On réduit l'oxyde de fer (III) par l'hydrogène.

Quatrième question:

(a) Classifie ceux qui suivent en matières diamagnétiques et matières paramagnétiques:

$CoCl_2$ - $Fe_2(SO_4)_3$ - $ZnSO_4$ - $FeCl_2$

(b) Classifie ceux qui suivent en matières colorées et matières non colorées:

1- Ion de fer (II) 2- Ion de fer (III) 3- Ion de titane (III)

4- Ion de scandium(III) 5- Ion de cuivre(II) 6- Ion de Zinc (II)

Cinquième question:

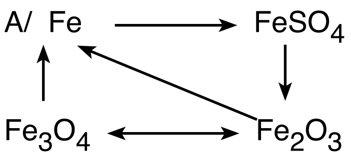
Citer le rôle du :

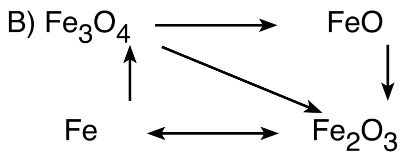
1 - Charbon de coke dans le haut fourneau.

2 - Gaz naturel dans le four Midrex.

Sixième question:

Ecris les équations qui expriment les diagrammes suivants :

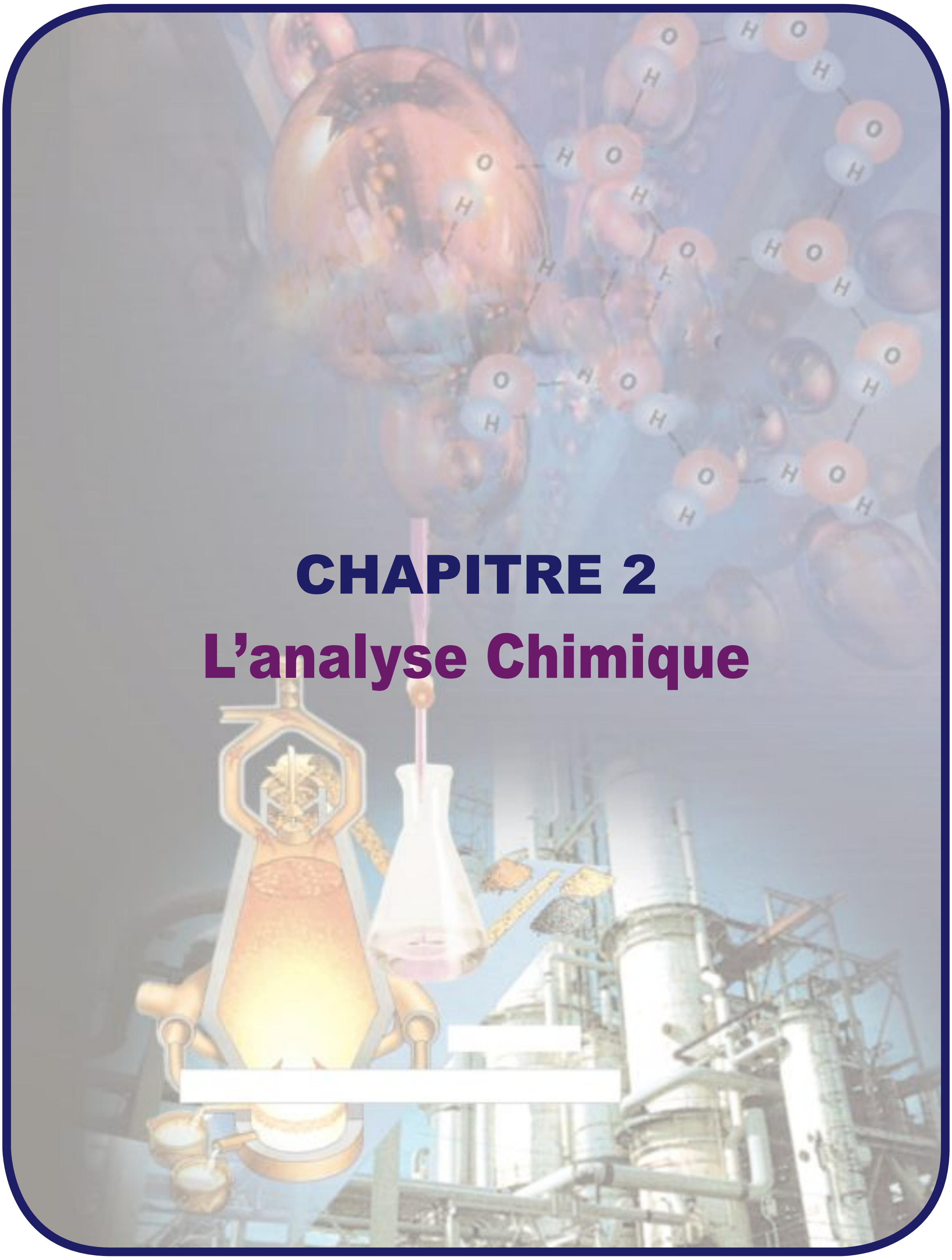




Septième question:

Commente

1. La structure électronique du chrome et du cuivre font exception des éléments de transition principale.
2. Malgré la grande activité chimique du chrome, il résiste aux facteurs atmosphériques.
3. Les métaux monétaires (cuivre, argent, or) sont des éléments de transitions.
4. La différence de volume atomique entre la première série de transition n'est pas grande.
5. L'élévation des points de fusion et d'ébullition des éléments de transition principale.
6. La plupart des éléments de transition et ses composés s'attirent avec le champ magnétique externe.
7. Lors de la réaction du fer avec les acides minéraux dilués, il se produit les sels de fer (II) et non les sels de fer (III).
8. Le scandium ne forme pas des composés dont son nombre d'oxydation est +2.
9. Les ions de Sc^{+3}; Zn^{+2} sont incolores.
10. Le chlorure de fer(II) est une matière paramagnétique.
11. L'acide nitrique concentré cause la passivité chimique du fer.
12. La plupart des éléments de transitions ont des activités catalytiques.



CHAPITRE 2
L’analyse Chimique

Les Objectifs

A la fin du chapitre de l'analyse chimique, l'élève doit être capable:

- De se rappeler les concepts et les lois déjà étudiés et qui sont liés aux sujets des autres chapitres.
- D'expliquer le concept de l'analyse chimique et ses genres.
- D'identifier les différents genres d'analyse quantitative qualitative.
- De mettre en évidence les radicaux acides.
- De mettre en évidence les radicaux basiques.
- D'identifier les différents genres d'analyse quantitative volumique.
- D'identifier les différents genres d'analyse quantitative massique.
- De réaliser l'expérience de titrage d'un acide fort avec un alcali fort en utilisant un indicateur convenable.
- De comparer les indicateurs et leurs usages.
- De savoir utiliser les instruments.
- De connaître l'importance de l'étude de l'analyse chimique pour l'individu et pour la société.
- D'acquérir un regard positif à l'égard des maths et des sciences.

Connaissance cumulative

La révision des concepts et des lois déjà étudié en 1ère et 2ème secondaire, et qui sont en relation avec les autres chapitres du livre.

❈ **La mole :** C'est la quantité de matière qui contient le nombre d'Avogadro et des particules (molécules, atomes, ions, unités formulaires ou électrons)

$$Al^{+3} + 3\,\bar{e} \rightarrow Al$$

"3" moles d'électrons sont nécessaires pour réduire "1" mole d'ions Al^{+3} pour former "1" mole d'atome Al.

❈ **La masse moléculaire (g) =** La somme des masses atomiques des éléments qui entrent dans la structure moléculaire ou l'unité formulaire évaluée en gramme.

❈ **Nombre de moles (mol) =** $\dfrac{\text{La masse de la matière (g)}}{\text{La masse moléculaire (g/mol)}}$

❈ **Nombre de molécules = ** Nombre de mole de molécules x Nombre d'Avogadro
(Atomes ou ions) (Atomes ou ions) ($6,02 \times 10^{23}$)

❈ **Le volume d'un gaz (L) =** Nombre de moles du gaz(mol) x 22,4(L/mol) à TPN

❈ **La densité d'un gaz (g/L) =** $\dfrac{\text{La masse moléculaire (g/mol)}}{\text{22,4(L/mol)}}$ à TPN

❈ **La concentration molaire (la molarité) (M) =** $\dfrac{\text{Nombre de moles (mol)}}{\text{Volume de la solution (L)}}$

❈ **Lé pourcentage massique d'un élément dans son composé (g/g%) =**

$$\frac{\text{masse de l'élément dans une mole du composé}}{\text{La masse molaire du composé}} \times 100$$

❈ **Le pourcentage massique d'un composé dans un échantillon impur**

$$= \frac{\text{La masse du composé dans l'échantillon}}{\text{La masse de l'échantillon impur}} \times 100$$

L'analyse Chimique

L'analyse chimique est l'un des importants branches de la chimie qui a joué un grand rôle dans la progression de cette science et dans l'évolution des différents domaines scientifiques comme la médecine, l'agriculture, les industries alimentaires et l'écologiques …… etc

Dans le domaine de la médecine :

Le diagnostic des maladies dépend de l'analyse chimique?

La détermination du taux du sucre, de l'albumine,de l'urée,du cholestérol et d'autres facilite la mission du médecin dans le diagnostic, le traitement et d'évaluer la dose (quantité) des composants efficace dans les médicaments

Dans le domaine de l'agriculture :

L'amélioration des propriétés du sol et des récoltes dépend des analyses chimiques qui se font sur le sol pour savoir ses propriétés de point de vue:

acidité, basicité, genre et taux des éléments qui se trouvent dans le sol; donc on peut l'amender en ajoutant des engrais convenables.

Dans le domaine de l'industrie :

L'analyse chimique des minerais et des produits industriels détermine la ressemblance aux caractéristiques standards.

Dans le domaine des services environnementales :

Savoir et mesurer le taux des polluants écologiques nuisibles contenus dans les eaux et les aliments; de même le taux des gaz monoxyde de carbone, dioxyde de soufre et oxydes d'azote dans l'air.

Genres d'analyse chimiques :

Si tu as un échantillon d'une matière quelconque que tu as besoin de l'analyser chimiquement, il faut découvrir le genre des éléments qui le constituent, le taux de chaque élément et comment les éléments s'unissent ensemble dans des groupes fonctionnels pour arriver à la formule moléculaire de la matière, ou au groupe des matières qui constituent la matière si c'était un mélange.

Il y a deux genres d'analyse chimique de la matière

1 - **Analyse qualitative:** Aboutit à savoir la composition de la matière que ça soit un sel primaire ou un mélange de plusieurs matières.

2 - **Analyse quantitative:** Aboutit à évaluer le taux de chaque composant des composants essentiels de la matière.

On doit effectuer premièrement les opérations d'analyse qualitative pour déterminer les composants de la matière afin de choisir la méthode d'analyse quantitative convenable.

Premièrement : L'analyse chimique qualitative

L'analyse qualitative a pour objectif de déterminer les composants de la matière quelque-soit la matière est pure ou un mélange de plusieurs matières.

Si la matière est pure, on peut les détecter par les constantes physiques comme le degré d'ébullition,la masse moléculaire ....etc

Si la matière est un mélange,il faut d'abord séparer les matières pures puis on les met en évidence par leurs comportements chimiques avec les différents indicateurs chimiques convenables.

L'analyse chimique qualitative est une série de réactions choisis et convenable pour mettre en évidence le genre des composants essentiels d'une matière,elle est basée sur les changements qui ont lieu dans ces réactions.

L'analyse chimique qualitative comprend deux branches :

(a) L'analyse des composés organiques :

On met en évidence les éléments et les groupes fonctionnels qui existent pour identifier le composé.

(b) L'analyse des composés inorganiques :

On met en évidence les ions qui forment le composé inorganique; elle comprend la mise en évidence des cations (radical basique) et des anions (radical acide).

On va s'intéresser seulement à étudier l'analyse chimique qualitative qui concerne la mise en évidence des cations et des anions des composés inorganiques.

A) La mise en évidence des anions (radical acide):

On peut classifier les anions en "3 groupes",chaque groupe à son propre indicateur :

1 - Groupe des anions de l'acide chlorhydrique dilué.
2 - Groupe des anions de l'acide sulfurique concentré.
3 - Groupe des anions de la solution de chlorure de baryum.

1 - Groupe d'anions de l'acide chlorhydrique dilué:

Ce groupe renferme les anions des carbonates CO_3^{-2}; des bicarbonates HCO_3^{-1}; des sulfites SO_3^{-2}; des sulfures S^{-2} , des nitrites NO_2^{-1} et thiosulfate $S_2O_3^{-2}$

Le principe de cette mise en évidence est référé:

"L'acide chlorhydrique est plus stable que les acides dont ces anions sont dérivés,et quand l'acide réagit avec ces anions, l'acide le plus stable chasse les acides les moins stables et les plus volatiles ou se décompose sous forme de gaz qu'on peut les identifier par un indicateur convenable et on préfère le chauffage doux qui aide à chasser les gaz.

Le tableau suivant montre les produits gazeux résultants par l'action de l'acide chlorhydrique dilué sur ces anions et leur mise en évidence.

Expérience principale : Sel solide + acide chlorhydrique dilué

Anion	symbole	Le gaz produit et sa mise en évidence	Expérience confirmative
Carbonate	CO_3^{-2}	$Na_2CO_{3(s)} + 2HCl_{(aq)} \longrightarrow 2\,NaCl_{(aq)} + H_2O_{(\ell)} + CO_{2(g)}$ Il y a une effervescence et il se dégage le gaz dioxyde de carbone qui trouble l'eau de chaux. $CO_{2(g)} + Ca(OH)_{2(aq)} \xrightarrow{\text{Courte durée}} CaCO_{3(s)} + H_2O_{(\ell)}$. Le gaz est introduit pour une courte durée afin d'éviter la transformation du carbonate de calcium en bicarbonate de calcium et le p.p.t disparaît.	❋ Solution du sel + Solution de sulfate de magnésium,il se forme un p.p.t blanc à froid soluble dans l'acide chlorhydrique. $Na_2CO_{3(aq)} + MgSO_{4(aq)} \longrightarrow Na_2SO_{4(aq)} + MgCO_{3(s)}$ $MgCO_{3(s)} + 2HCl_{(aq)} \longrightarrow MgCl_{2(aq)} + H_2O_{(\ell)} + CO_{2(g)}$ **N.B:** Tous les carbonates des métaux sont insolubles dans l'eau sauf carbonate de sodium,de potassium et d'ammonium. Mais Tous sont solubles dans les acide.
Bicarbonate	HCO_3^{-1}	$NaHCO_{3(s)} + HCl_{(aq)} \longrightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(\ell)} + CO_{2(g)}$ Il se dégage le gaz dioxyde de carbone qui trouble l'eau de chaux. **N.B:** Tous les bicarbonates sont solubles dans l'eau.	Solution du sel + Solution de sulfate de magnésium, il se forme un p.p.t blanc après chauffage. $2NaHCO_{3(aq)} + MgSO_{4(aq)} \longrightarrow Na_2SO_{4(aq)} + Mg(HCO_3)_{2(aq)}$ $Mg(HCO_3)_{2(aq)} \xrightarrow{\Delta} MgCO_{3(s)}\downarrow + CO_{2(g)} + H_2O_{(\ell)}$.

Sulfites	SO_3^{-2}	$Na_2SO_{3(s)} + 2\,HCl_{(aq)} \longrightarrow$ $2\,NaCl_{(aq)} + H_2O_{(\ell)} + SO_{2(g)}$ Il se dégage le gaz dioxyde de soufre à odeur pénétrante se dégage et qui verdit un papier imbibé de bichromate de potassium acidifié par l'acide sulfurique. $K_2Cr_2O_{7(aq)} + 3SO_{2(g)} + H_2SO_{4(aq)} \rightarrow$ $K_2SO_{4(aq)} + Cr_2(SO_4)_{3(aq)} + H_2O_{(\ell)}$	Solution du sel + solution de nitrate d'argent,il se forme un précipité blanc qui devient noir par chauffage. $Na_2SO_{3(aq)} + 2AgNO_{3(aq)} \longrightarrow$ $2\,NaNO_{3(aq)} + Ag_2SO_{3(s)}\downarrow$
Sulfure	S^{-2}	$Na_2S_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \longrightarrow$ $2NaCl_{(aq)} + H_2S_{(g)}$ Il se dégage le gaz sulfure d'hydrogène à odeur désagréable et qui noircit un papier imbibé d'acétate de Plomb. $(CH_3COO)_2Pb_{(aq)} + H_2S_{(g)} \longrightarrow$ $2CH_3COOH_{(aq)} + PbS_{(s)}$	Solution du sel + solution de nitrate d'argent,il se forme un précipité noir de sulfure d'argent. $Na_2S_{(aq)} + 2AgNO_{3(aq)} \longrightarrow$ $2NaNO_{3(aq)} + Ag_2S_{(s)}$
Thiosulfates	$(S_2O_3)^{-2}$	$Na_2S_2O_{3(s)} + 2\,HCl_{(aq)} \longrightarrow$ $2NaCl_{(aq)} + H_2O_{(\ell)} + SO_{2(g)} + S_{(s)}$ Il se dégage le gaz dioxyde de soufre et il apparaît un p.p.t jaune de soufre.	Solution du sel + Solution iodée $\longrightarrow$ La couleur marron de l'iode disparaît $2Na_2S_2O_{3(aq)} + I_{2(aq)} \longrightarrow$ $Na_2S_4O_{6(aq)} + 2NaI_{(aq)}$ le tétra-thionate de sodium
Nitrites	$(NO_2)^{-1}$	$NaNO_{2(s)} + HCl_{(aq)} \longrightarrow$ $NaCl_{(aq)} + HNO_{2(aq)}$ $3HNO_{2(aq)} \longrightarrow$ $H_2O_{(\ell)} + HNO_{3(aq)} + 2NO_{(g)}$ Il se dégage le gaz oxyde nitrique incolore qui se transforme à l'ouverture du tube en marron rougeâtre $2NO_{(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow NO_{2(g)}$	❉ Solution du sel + Solution de permanganate de potassium acidifiée par l'acide sulfurique,la couleur violet disparaît. $5NaNO_{2(aq)} + 2KMnO_{4(aq)} + 3H_2SO_{4(aq)}$ $\longrightarrow 5NaNO_{3(aq)} + K_2SO_{4(aq)}$ $+ 2MnSO_{4(aq)} + 3H_2O_{(\ell)}$

2 - Groupe de l'acide sulfurique concentré:

Ce groupe renferme les anions suivants :

Les chlorures(Cl^-) ; les bromures(Br^-) ; les Iodures (I^-) et les nitrates (NO_3^-)

L'acide sulfurique concentré est plus stable que les acides dont est dérivés ces anions; c'est le principe dont dépend la mise en évidence.

Lors de l'addition de l'acide sulfurique concentré aux sels de ces anions,puis on chauffe,ces acides se séparent sous forme de gaz qu'on peut identifier par les indicateurs convenables.

Expérience principale :

Le sel solide + L'acide sulfurique concentré puis le chauffage s'il le faut.

Anion	symbole	Expérience principale	Expérience confirmative
Chlorure	Cl^-	Le gaz chlorure d'hydrogène incolore se dégage et forme des nuages blanches avec une barre en verre imbibée d'une solution ammoniacale. $2NaCl_{(s)} + H_2SO_{4(aq)} \xrightarrow{Conc} Na_2\,SO_{4(aq)} + 2HCl_{(g)}$ $HCl_{(g)} + NH_{3(g)} \rightarrow NH_4Cl_{(s)}$	Solution du sel +Solution de nitrate d'argent, il se forme un précipité blanc de chlorure d'argent qui devient violet à la lumière du Soleil,le précipité se dissout dans la solution ammoniacale concentrée mais il est insoluble dans l'acide nitrique. $NaCl_{(aq)} + AgNO_{3(aq)} \longrightarrow NaNO_{3(aq)} + AgCl_{(s)}$
Bromure	Br-	Il se dégage le gaz bromure d'hydrogène incolore qui s'oxyde partiellement sous l'action de l'acide sulfurique,il se sépare des vapeurs orange rougeâtre de brome qui jaunissent un papier imbibé d'une solution d'amidon. $2NaBr_{(s)} + H_2SO_{4(aq)} \xrightarrow{Conc} Na_2SO_{4(aq)} + 2HBr_{(g)}$ $2HBr_{(g)} + H_2SO_{4(g)} \xrightarrow{Conc} 2H_2O_{(\ell)} + Br_{2(v)} + SO_{2(g)}$	Solution du sel + Solution de nitrate d'argent,il se forme un précipité blanc jaunâtre de bromure d'argent qui devient foncé à la lumière,le précipité se dissout lentement dans la solution ammoniacale concentré. $NaBr_{(aq)} + AgNO_{3(aq)} \longrightarrow NaNO_{3(aq)} + AgBr_{(s)}$

Iodure	I^-	Il se dégage le gaz iodure d'hydrogène incolore qui s'oxyde partiellement sous l'action de l'acide sulfurique,et en chauffant, il se sépare les vapeurs d'iode violettes qui bleuissent un papier imbibé d'une solution d'amidon. $2KI_{(s)} + H_2SO_{4(aq)} \xrightarrow{Conc} K_2SO_{4(aq)} + 2HI_{(g)}$ $2HI_{(s)} + H_2SO_{4(aq)} \xrightarrow{Conc} 2H_2O_{(\ell)} + I_{2(v)} + SO_{2(g)}$	Solution du sel +Solution de nitrate d'argent,il se forme un précipité jaune d'iodure d'argent, insoluble dans la solution ammoniacale. $NaI_{(aq)} + AgNO_{3(aq)} \longrightarrow NaNO_{3(aq)} + AgI_{(s)}$
Nitrate	$(NO_3)^{-1}$	Il se dégage des vapeurs de dioxyde d'azote dû à la décomposition de l'acide nitrique produit, la densité du gaz augmente lors de l'addition de la tournure de cuivre. $2NaNO_{3(aq)} + H_2SO_{4(aq)} \xrightarrow{Conc} Na_2SO_{4(aq)} + 2HNO_{3(aq)}$ $4HNO_{3(aq)} \xrightarrow{\Delta} 4NO_{2(g)} + O_{2(g)} + 2H_2O_{(\ell)}$. $4HNO_{3(aq)} + Cu_{(s)} \xrightarrow[\Delta]{Conc} Cu(NO_3)_{2(aq)} + 2NO_{2(g)} + 2H_2O_{(\ell)}$	**Expérience de l'anneau brun:** Solution de sel nitrate + Solution de sulfate de fer II préparé récemment+ gouttes d'acide sulfurique concentré mit avec précaution sur la surface interne du tube, il se forme un anneau brun à la surface de séparation entre l'acide et les solutions de la réaction et il disparaît par agitation ou par chauffage. $2NaNO_{3(aq)} + 6FeSO_{4(aq)} + 4H_2SO_{4(aq)} \xrightarrow{Conc} 3Fe_2(SO_4)_{3(aq)} + Na_2SO_{4(aq)} + 4H_2O_{(\ell)}) + 2NO_{(g)}$ $FeSO_{4(aq)} + NO_{(g)} \longrightarrow FeSO_4.NO_{(s)}$. Composé de l'anneau brun

3 - Groupe de la solution de chlorure de baryum

Ce groupe renferme les anions :

Phosphates $(PO_4)^{3-}$ -sulfates $(SO_4)^{2-}$

Les anions de ce groupe ne réagissent ni avec l'acide HCl dilué ni avec l'acide H_2SO_4 concentré mais les solutions des sels de ces anions donnent des précipités avec la solution de chlorure de baryum $BaCl_2$.

Anion	symbole	Expérience principale	Expérience confirmative
Sulfate	$(SO_4)^{-2}$	Solution du sel + solution de chlorure de baryum un précipité blanc insoluble dans l'acide chlorhydrique dilué. $BaCl_{2(aq)} + Na_2SO_{4(aq)} \longrightarrow 2NaCl_{(aq)} + BaSO_{4(s)}$	Solution du sel + solution d'acétate de plomb,il se forme un précipité blanc de sulfate de plomb II. $(CH_3COO)_2Pb_{(aq)} + Na_2SO_{4(aq)} \longrightarrow 2\,CH_3COONa_{(aq)} + PbSO_{4(s)}$
Phosphate	$(PO_4)^{-3}$	Solution du sel + Solution de chlorure de baryum,il se forme un précipité blanc de phosphate de baryum soluble dans l'acide chlorhydrique dilué. $3BaCl_{2(aq)} + 2Na_3PO_{4(aq)} \longrightarrow 6NaCl_{(aq)} + Ba_3(PO_4)_{2(s)}$	Solution du sel +Solution de nitrate d'argent,il se forme un précipité jaune de phosphate d'argent soluble dans la solution d'ammoniaque et dans l'acide nitrique. $Na_3PO_{4(aq)} + 3AgNO_{3(aq)} \longrightarrow 3NaNO_{3(aq)} + Ag_3PO_{4(s)}$

B) Mise en évidence du radical Basique dans les sels primaires (simples):

La mise en évidence du radical basique est plus compliquée que celle du radical acide car les radicaux basiques sont plus nombreux et s'entrecroisent; en plus la possibilité de l'existence de chaque radical sous plusieurs états d'oxydation.

Et comme les radicaux acides sont divisés en plusieurs groupes, les radicaux basiques sont divisés en "6" groupes analytiques et chaque groupe des radicaux basiques a un indicateur nommé **indicateur du groupe**.

Cette classification dépend de la variété de solubilité des sels des métaux dans l'eau, exemple:- Les chlorures des métaux du **1er groupe analytique** qui sont les chlorures d'argent I, de mercure(I) et de plomb(II),sont très peu soluble dans l'eau alors les métaux sont précipités sous formes des chlorures en ajoutant l'indicateur du groupe l'acide chlorhydrique dilué.

On va étudier quelques exemples des 6Groupes analytiques.

$2^{ème}$ Groupe analytique

Les cations de ce groupe sont précipités sous forme de sulfures dans un milieu acide. On va étudier un des cations de ce groupe analytique qui est le cation de cuivre(II).

La mise en évidence de l'ion de cuivre (II)

Solution du sel de cuivre (II) +indicateur du groupe (H_2S+HCl), il se forme un précipité noir de sulfure de cuivre II soluble dans l'acide nitrique chaud.

$$CuSO_{4(aq)} + H_2S_{(g)} \longrightarrow H_2SO_{4(aq)} + CuS_{(s)}$$

$3^{ème}$ Groupe analytique

Les cations de ce groupe sont précipités sous forme d'hydroxydes en ajoutant une solution d'hydroxyde d'ammonium, lorsqu'ils ne sont pas liés à d'autres cations.

Parmi les cations de ce groupe analytique qui seront étudier:

Les cations d'aluminium, le fer (II) et le fer (III).

L'expérience principale:

Solution du sel + indicateur de ce groupe
(solution d'hydroxyde d'ammonium)

Cation	symbole	Sa réaction avec l'indicateur du groupe	Expérience confirmative
Aluminium	Al^{+3}	$Al_2(SO_4)_{3(aq)} + 6NH_4OH_{(aq)} \longrightarrow 3(NH_4)_2SO_{4(aq)} + 2Al(OH)_{3(s)}$ Il se forme un précipité blanc gélatineux d'hydroxyde d'aluminium soluble dans les acides dilués et dans la solution de la soude caustique.	Solution du sel + Solution d'hydroxyde de sodium, il se forme un précipité blanc gélatineux d'hydroxyde d'aluminium soluble dans l'excès d'hydroxyde de sodium formant aluminate de sodium $Al_2(SO_4)_{3(aq)} + 6NaOH_{(aq)} \longrightarrow 3Na_2SO_{4(aq)} + 2Al(OH)_{3(s)} \downarrow$ $Al(OH)_{3(s)} + NaOH_{(aq)} \longrightarrow NaAlO_{2(aq)} + 2H_2O_{(\ell)}$

Fer II	**Fe^{+2}**	$FeSO_{4(aq)} + 2NH_4OH_{(aq)} \longrightarrow (NH_4)_2SO_{4(aq)} + Fe(OH)_{2(s)} \downarrow$ Il se forme un précipité blanc qui se transforme en blanc verdâtre en s'exposant à l'airet il est soluble dans les acides.	Solution du sel + Solution d'hydroxyde de sodium,il se forme un précipité blanc verdâtre d'hydroxyde de fer (II). $FeSO_{4(aq)} + 2NaOH_{(aq)} \longrightarrow Na_2SO_{4(aq)} + Fe(OH)_{2(s)} \downarrow$
Fer III	**Fe^{+3}**	$FeCl_{3(aq)} + 3NH_4OH_{(aq)} \longrightarrow 3NH_4Cl_{(aq)} + Fe(OH)_{3(s)} \downarrow$ Il se forme un précipité gélatineux de couleur marron rougeâtre soluble dans les acides.	Solution du sel + Solution d'hydroxyde de sodium, il se forme un précipité marron rougeâtre d'hydroxyde de fer(III) $FeCl_{3(aq)} + 3NaOH_{(aq)} \longrightarrow 3NaCl_{(aq)} + Fe(OH)_{3(s)} \downarrow$

5ème Groupe analytique

Les cations de ce groupe sont précipités sous forme de carbonate insoluble en ajoutant une solution de carbonate d'ammonium, on va étudier de ce groupe le cation de calcium.

L'expérience principale: Solution du sel + Indicateur de ce groupe [solution de carbonate d'ammonium $(NH_4)_2CO_3$].

Cation	Sa réaction avec l'indicateur du groupe	Expérience confirmative
Ca^{+2}	$CaCl_{2(aq)} + (NH_4)_2CO_{3(aq)} \longrightarrow 2NH_4Cl_{(aq)} + CaCO_{3(s)} \downarrow$ Il se forme un précipité blanc de carbonate de calcium soluble dans HCl dilué de même il est soluble dans l'eau contenant CO_2. $CaCO_{3(s)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(\ell)} \longrightarrow Ca(HCO_3)_{2(aq)}$	1 - Solution du sel + acide sulfurique dilué, il se forme un précipité blanc de sulfate de calcium. $CaCl_{2(aq)} + H_2SO_{4(aq)} \longrightarrow 2HCl_{(aq)} + CaSO_{4(s)} \downarrow$ **2 - Expérience sèche :** Les cations de Calcium sont volatils et colorent la flamme Bunsen en rouge brique.

Deuxièmes : Analyse quantitative

1 - Analyse volumétrique:

Cette méthode dépend de la mesure des volumes des matières qu’on veut évaluer.Dans ce genre d’analyse, on prend un volume connu de la matière dont on veut déterminer sa concentration et on lui ajoute une solution d’une matière de concentration connu jusqu’à la réaction complète entre les deux matières.

La solution de concentration connu est appelée la solution standard.

Cette opération s’appelle **Titrage**

Pour choisir la solution standard,on doit savoir la réaction convenable qui a lieu entre les solutions des deux matières.

Les réactions peuvent être :

1) Réactions de neutralisation:

Utilisées pour évaluer les acides et les bases.

2) Réactions d’oxydoréduction:

Utilisées pour évaluer les agents oxydants et réducteurs.

3) Réactions de précipitation:

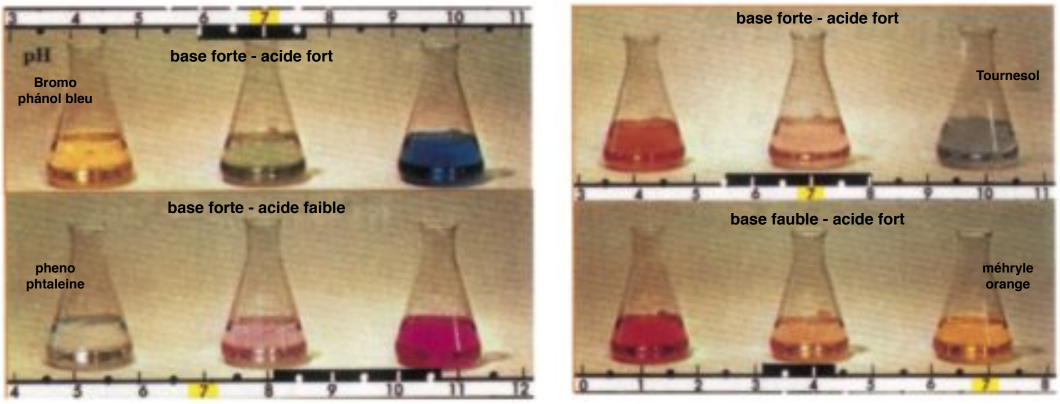
Utilisées pour évaluer les matières qui donnent des produits peu solubles dans l’eau.

Si la matière à évaluer est un acide, alors on utilise dans le titrage une base ou un alcali comme solution standard (hydroxyde de sodium ou carbonate de sodium) et si la matière à évaluer a des propriétés basiques, alors on utilise dans le titrage une solution standard d’acide de concentration connu.

Pour savoir le point auquel la réaction est terminée entre l’acide et la base (le point neutre), on utilise des indicateurs qui changent de couleur avec le changement du milieu des réactions.

Le tableau suivant montre quelques indicateurs utilisés dans les réactions de neutralisation figure (2-1)

Nom de l'indicateur	Dans le milieu acide	Dans le milieu basique	Dans le milieu neutre
Méthyle orange	Rouge	Jaune	Orange
Phénophtaléine	Incolore	Rouge clair	Incolore
Tournesol	Rouge	Bleue	violet
Bromo-phénol bleu	Jaune	Bleue	Vert



(fig. 2 - 1)

Cela peut être démontré dans l'évaluation d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration inconnu avec une solution standard de l'acide chlorhydrique de concentration connu (0,1M).

Etape de l'expérience:

a) On utilise une pipette pour mettre 25 ml de la solution alcaline (hydroxyde de sodium) dans un flacon conique et on lui ajoute quelques gouttes d'un indicateur convenable (Méthyle orange – phénophtaléine – bromophénol bleu).

b) On remplit une burette par la solution standard de l'acide chlorhydrique.

c) On ajoute l'acide chlorhydrique goutte à goutte à la solution alcaline (fig 2-2) jusqu'au changement de la couleur de l'indicateur indiquant la fin de la réaction (point neutre) qu'on peut représenter comme suit:

$$HCl_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \longrightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(\ell)}$$

(fig. 2 - 2) Titrage

Si le volume de l'acide ajouté de la burette jusqu'au point neutre est 21 ml.

Alors le nombre de moles de l'acide additionné $= \dfrac{\text{Le volume} \times \text{La concentration}}{1000}$

$$= \frac{21 \times 0.1}{1000} = 2{,}1 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

Donc le nombre de moles de l'hydroxyde de sodium dans 25ml de la solution

$$= \frac{21 \times 0.1}{1000} = 2{,}1 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Nombre de moles dans 1 litre $= \dfrac{2{,}1 \times 10^{-3} \times 1000}{25} = 0{,}084$ mol.

La concentration de la solution d'hydroxyde de sodium = 0,084 mol/L

Pour faciliter les calculs,on utilise la relation: $\dfrac{M_aV_a}{N_a} = \dfrac{M_6V_6}{N_6}$

M_a : concentration de l'acide utilisé (mol/litre)

V_a : volume de l'acide utilisé dans le titrage (ml) ou (L)

N_a : nombre de moles de l'acide (utilisé dans l'équation de la Réaction)

M_b : concentration de l'alcalin utilisé (mol/litre)

V_b: volume de la base utilisé dans le titrage (ml) ou (L)

N_b :nombre de moles de base (utilisé dans l'équation de la Réaction)

Acide chlorhydrique hydroxyde de sodium

Dans l'exemple précédent: $\dfrac{M_aV_a}{N_a} = \dfrac{M_6V_6}{N_6}$

$$\frac{0{,}021 \times 0{,}1}{1} = \frac{M_b \times 0{,}025}{1}$$

$$M_b = \frac{0{,}021 \times 0{,}1}{0{,}025} = 0{,}084 \text{ mol/L}$$

Exemple: On a titré 20 ml de la solution d'hydroxyde de calcium en utilisant 25 ml de l'acide chlorhydrique de concentration 0,5 molaire. Calculer la concentration molaire de la solution d'hydroxyde de calcium.

$$2HCl_{(aq)} + Ca(OH)_{2\,(aq)} \longrightarrow CaCl_{2\,(aq)} + H_2O_{(\ell)}$$

Acide chlorhydrique hydroxyde de calcium

$$\frac{M_aV_a}{N_a} = \frac{M_6V_6}{N_6}$$

$$\frac{0{,}025 \times 0{,}5}{2} = \frac{M_b \times 0{,}02}{1}$$

La concentration d'hydroxyde de calcium M_b = 25 x 0,52 x 20 = 0,312 mol/L

Exemple : Un mélange solide de chlorure de sodium et d'hydroxyde de sodium de 0,1g de masse, est titré avec 10 ml de la solution de l'acide chlorhydrique 0,1 molaire jusqu'à la fin de la réaction. **Calculer** le pourcentage de l'hydroxyde de sodium dans le mélange.

Nombre de moles d'acide chlorhydrique utilisé = $\frac{0.1 \times 10}{1000}$ = 0,001 mol/L

1 mole d'hydroxyde de sodium réagit avec 1 mole d'acide chlorhydrique.

Donc nombre de moles d'hydroxyde de sodium = 0,001 mol.

1 mole d'hydroxyde de sodium NaOH = 40 g /mol.

La masse d'hydroxyde de sodium dans le mélange = 40 × 0,001 = 0,04 g.

Le pourcentage de l'hydroxyde de sodium dans le mélange = $\frac{0,04}{0.5} \times 100 = 40\%$

2 - L'analyse quantitative gravimétrique :

Dépend de la séparation du constituant qu'on veut déterminer, puis déterminer sa masse et par les calculs chimiques, on peut calculer sa quantité.

La séparation se fait par une de deux méthodes.

a - Méthode de vaporisation.

b - Méthode de précipitation.

(a) Méthode de vaporisation

Basée sur l'évaporation de l'élément ou du composé qu'on veut estimer.

Cette opération se fait soit par le recueille de la matière vaporisée puis on détermine sa masse ou on détermine la diminution de la masse de la matière principal.

Sachant que la masse d'un échantillon du sel de chlorure de baryum hydraté ($BaCl_2 \times H_2O$) est 2,6903g; a été chauffé fortement sa masse après l'évaporation complète est 2,2923g. ***Calculer*** le % de l'eau de cristallisation dans le chlorure de baryum hydraté. Puis ***calculer*** le nombre de molécules de l'eau de cristallisation et **quelle** est la formule moléculaire de ce composé.

{Ba = 137 – Cl = 35.5 – H = 32 – O = 16}

La masse de l'eau de cristallisation = 2,6903 – 2,2923 = 0,398g

Donc 2,2923 g de chlorure de baryum anhydre s’unit avec 0,398 g d’eau de cristallisation.

$$\% \text{ de l'eau de cristallisation} = \frac{0,398 \times 100}{2,6903} = 14,79\%$$

∵ La formule moléculaire $BaCl_2$ (137 + 71)

∴ 208 g s’unit avec “X” g de l’eau de cristallisation

“X” (La masse de l’eau de cristallisation dansformule moléculaire) =

$$\frac{0,398 \times 208}{2,2923} = 36,114 \text{ g}$$

∵ La masse moléculaire de l’eau = (1 × 2) + (16 × 1) = 18g

∴ Le nombre de mole d’eau de cristallisation = 36,114 : 18 =2,006 mole.

Donc la formule moléculaire du sel chlorure de baryum hydraté est $BaCl_2.2H_2O$.

(b) Méthode de précipitation

Dépend de la précipitation de l’élément ou du constituant qu’on veut estimer sous forme d’un composé pur peu soluble ayant une structure chimique connue et constante.

Le composé est séparé de la solution par filtration par des feuilles de filtrage qui ne forment pas du cendre puis dessécher dans un creuset par une combustion complète, les composants du papier filtre s’évaporent et reste le précipité .

On calcule la masse du précipite d’où on peut trouver la masse de l’élément ou du composé.

Exemple la précipitation du baryum sous forme de sulfate de baryum.

Exemple résolu:

Lors de la réaction complète de la solution de sulfate de sodium avec la solution de chlorure de baryum, il se précipite le sulfate de baryum après la filtration et le desséchement; sa masse était 2g. ***Calculer*** la masse du chlorure de baryum dans la solution.

{Ba = 137 ; Cl = 35.5 ; S = 32 ; O = 16}

Il faut écrire la réactionéquilibrée puis calculer la masse molaire des matières dont on veut trouver la relation entre eux (chlorure et sulfate de baryum.

$$BaCl_2 + Na_2SO_4 \longrightarrow BaSO_4 + 2NaCl$$

208g ⟶ 233g

Xg ⟶ “2” g

$$\text{La masse de chlorure de baryum} = \frac{2 \times 208}{233} = 1,785 \text{ g}$$

Evaluation

1 - Montrer par des réactions équilibrées, comment peut-on distinguer pratiquement entre les pairs des sels suivant :

(a) Sulfure de sodium – Sulfate de sodium.

(b) Chlorure de fer(II) – Chlorure de fer(II).

(c) Nitrite de sodium – Nitrate de sodium.

(d) Chlorure de sodium – Chlorure d'aluminium.

2 - Citer le nom et la formule du radical acide ou basique qui produit les produits suivants lors de la mise en évidence.

(a) Solution du sel + Solution hydroxyde de sodium forment un précipité blanc Verdâtre.

(b) Solution du sel + Solution sulfate de magnésium forment un précipité blanc par chauffage.

(c) Solution du sel + Solution nitrate d'argent forment un precipite jaune insoluble dans la solution ammoniacale.

3 - On utilise plusieurs matières dans les expériences de la mise en évidence du radical acide ou basique des sels – cité un seul usage pour chacun des indicateurs suivants et utiliser les équations symboliques pour illustrer votre réponse.

(a) hydroxyde d'ammonium (b) chlorure de baryum

(c) nitrate d'argent (d) permanganate de potassium acidifié.

4 - Choisir la bonne réponse :

(a) Solution du sel + Solution chlorure de baryum,il se forme un précipité blanc insoluble dans les acides:

a - Nitrite b - Phosphate c - Sulfate d - nitrate

(b) Solution du sel + Solution d'acétate de plomb (2), il se forme un précipité noir:

a - Sulfate b - Nitrate c - Phosphate d - Sulfure

(c) Solution du sel + Solution hydroxyde de sodium, il se forme un précipité marron rougeâtre:

a - Cuivre(II) b - Fer(III) c - Aluminium d - Fer(II)

(d) Sel solide + Acide chlorhydrique, il se dégage un gaz d'odeur pénétrante et il se forme un précipité jaune:

a - Sulfure b - Carbonate c - Thiosulfate d - Sulfite

5 - Commenter ce qui suit en illustrant tes réponses par des équations symboliques si possibles :

(a) Un précipité blanc gélatineux apparaît puis disparaît,lors de l'addition d'une solution d'hydroxyde de sodium graduellement à une solution de chlorure d'aluminium.

(b) L'acide chlorhydrique n'est pas utilisé pour différencier entre un sel carbonate et un autre bicarbonate.

(c) La couleur violette de la solution de permanganate de potassium acidifiée par l'acide sulfurique disparaît, lors de l'addition d'une solution de nitrite de potassium.

(d) La feuille de filtrage imbibée par une solution d'acétate de plomb devient noir en l'exposant au gaz sulfure d'hydrogène.

(e) Des fumées violettes se dégagent lors de la réaction de l'acide sulfurique concentré avec l'iodure de potassium et le chauffage.

6 - Choisis de la colonne "A" ce qui convient à la colonne "B":

Lors de l'addition d'une solution de nitrate d'argent aux solutions de certains anions, il se forme un précipité ……………………

(A)	(B)
1 - Noir insoluble dans l'acide nitrique	a) Phosphate
2 - Blanc insoluble dans l'acide nitrique dilué.	b) Bromure
3 - Blanc jaunâtre insoluble dans l'acide nitrique dilué.	c) Chlorure
4 - Jaune soluble dans l'acide nitrique dilué.	d) Sulfure
5 - Jaune insoluble dans l'acide nitrique dilué.	

7- Une solution d'hydroxyde de sodium a été ajoutée aux sels de trois solutions chlorure, il se forme dans :

Le premier :Un précipité blanc gélatineux.

Le second :Un précipité marron rougeâtre.

Le troisième :Un précipité blanc verdâtre.

Citer le radical basique des trois sels et ***écrire*** les équations des réactions.

8- L'acide chlorhydrique dilué a été additionné aux trois sels solides ; on a remarqué les phénomènes suivants sachant que les trois sels sont des sels de sodium.

Le premier: Il se dégage un gaz à odeur pénétrante qui verdit une feuille de filtration imbibée d'une solution de bichromate de potassium acidifiée par l'acide sulfurique concentré.

Le second: Il se dégage un gaz incolore qui devient marron rougeâtre à l'embouchure du tube.

Le troisième: Il se dégage un gaz incolore à odeur pénétrante et il se forme une matière jaune en suspension.

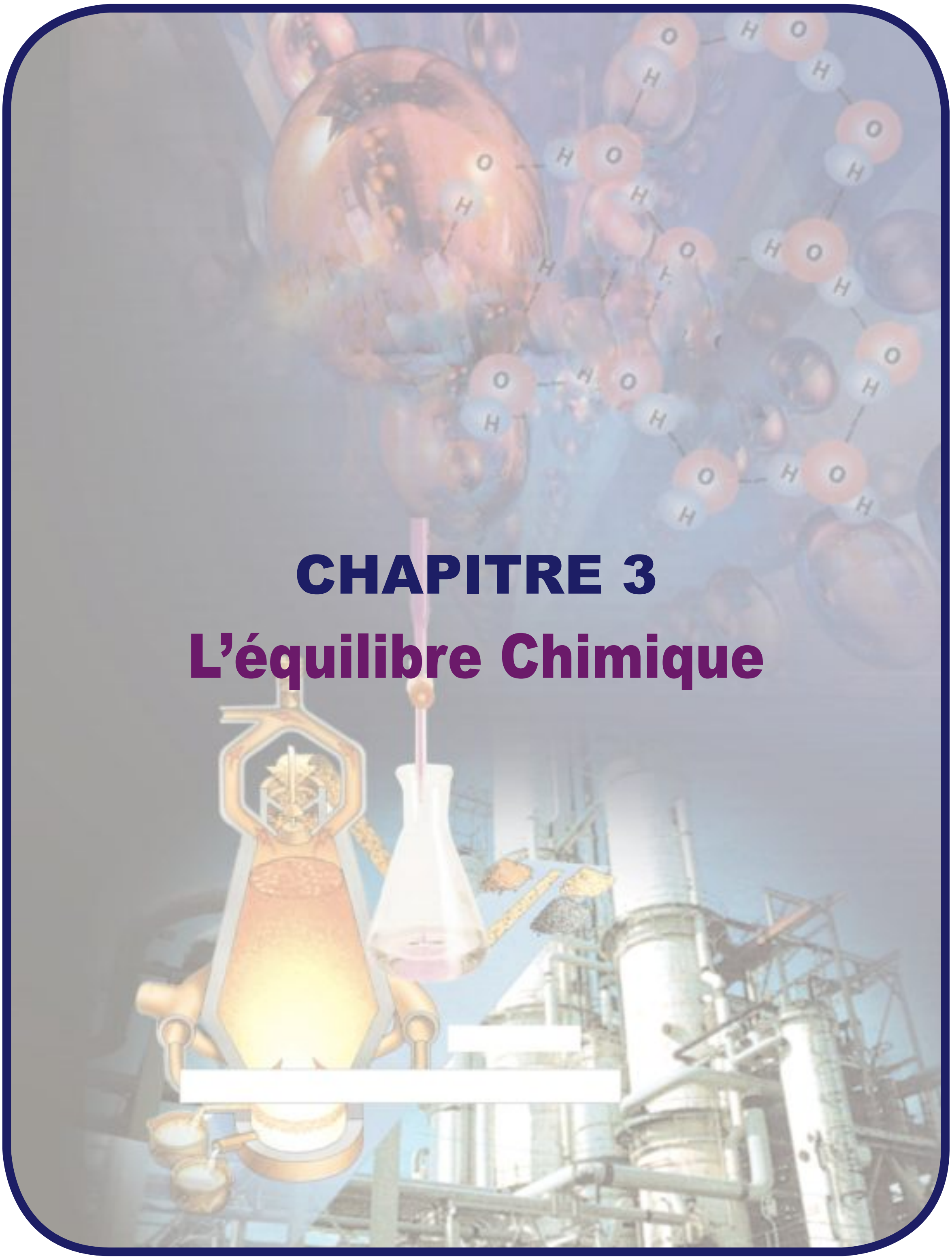
Citer le radical acide des trois sels et ***écrire*** les équations des réactions.

9. On a titré 25 ml de la solution d'hydroxyde de sodium en utilisant 8 ml de l'acide sulfurique de concentration 0,1 mol/L. ***Calculer*** la concentration de la ***solution d'hydroxyde de sodium***.

10. Calcul le volume de l'acide chlorhydrique (0,1 mol/L) nécessaire pour titré (20ml) d'une solution de carbonate de sodium (0,5 mol/L) Jusqu'à la fin de la réaction.

11. Trouve la masse d'hydroxyde de sodium dissout dans (25ml) et qui consomme (15ml) d'acide chlorhydrique (0,1 mol/L) lors du titrage.

12. Si on dissout 2 g de chlorure de sodium impur dans l'eau, puis on ajoute une quantité abondante de nitrate d'argent, il se précipite 4,628g de chlorure d'argent. Calcul le pour centage du chlore dans l'échantillon.



CHAPITRE 3

L’équilibre Chimique

Les Objectifs

A la fin d'étude de l'équilibre chimi que l'élève doit être capable de:

- Savoir le système équilibré.
- Montrer les facteurs qui influents sur le taux de la réaction chimique.
- Ecrire l'énoncé de la loi d'action de masse.
- Appliquer la loi d'action de masses sur les réactions équilibres.
- Préciser les facteurs qui influent sur l'état d'équilibre.
- Ecrire l'énoncé de le châtelier.
- Comprendre l'équilibre ionique.
- Expliquer l'ionisatation de l'eau et le produit ionique de l'eau.
- Comprendre la puissance d'hydrogène.
- Expliquer que veut dire l'électrolyse.
- Montrer le Concepte du produit ionique.

L'équilibre Chimique

C'est un système au repos sur le plan visible et un système dynamique sur le plan invisible.

Si on met une quantité d'eau dans un récipient clos sur un réchaud, on remarque que deux opérations réciproques ont lieu: l'évaporation et la condensation.

Au début du chauffage, le taux d'évaporation de l'eau est dominant et il est accompagné d'une augmentation de pression de vapeur: c'est la pression de la vapeur dans l'air atmosphérique à une température déterminée.

L'évaporation continue jusqu'á ce que la pression de vapeur devienne égale á la pression de vapeur d'eau saturante: c'est la pression maximale de la vapeur d'eau qui peut se trouver dans l'air à une température déterminée.

Ainsi, un état d'équilibre a lieu entre la vitesse d'évaporation et la vitesse de condensation. A cet état, le nombre de molécules d'eau qui s'évaporent est égal au nombre de molécules de vapeur qui se condensent.

$$\text{Eau (liquide)} \underset{\text{condensation}}{\overset{\text{évaporation}}{\rightleftarrows}} \text{eau (vapeur)}$$

Comme il existe un équilibre dans les systèmes physiques, il existe de même un équilibre dans plusieurs des réactions chimiques. On peut classer les réactions chimiques en 2 genres:

1. Réactions complètes
2. Réactions réversibles

1 - Les réactions complètes

Dans ce genre, les rèactions se poursuivent souvent dans un seul sens (Souvent direct) car les produits resultants ne peuvent pas agir onsemble une autre fois pour reformer les rèactifs sous les conditions de la rèaction.

Parmi les exemples des rèactions complètes :

a) Lorsqu'on ajoute une solution de chlorure de sodium à une solution de nitrate d'argent, on remarque la formation d'un précipité blanc de chlorure d'argent.

$$NaC\ell_{(aq)} + AgNO_{3\,(aq)} \longrightarrow NaNO_{3\,(aq)} + Agc\ell_{(s)}$$

b) Lorsqu'on met un ruban de magnésium dans une solution d'acide chlorhydrique, il se dégage le gaz l'hydrogéne.

$$Mg_{(s)} + 2HC\ell_{(aq)} \longrightarrow MgC\ell_{2\,(aq)} + H_2 \uparrow_{(g)}$$

Ces réactions sont des réactions complètes ou irréversibles due à la sortie d'un des produits du domaine de la réaction. Ainsi, le chlorure d'argent se précipite dans la première réaction et l'hydrogéne se dégage dans la seconde réaction. Par conséquent, les réactions se poursuivent dans un seul sens.

2 - Les réactions réversibles

Lorsqu'on ajoute une mole d'acide acétique à une mole d'alcool éthylique, on prévoit, selon l'équation de la réaction, la formation d'une mole de l'ester (acétate d'éthyle) et une mole d'eau.

$$\underset{\text{acide acétique}}{CH_3COOH_{(aq)}} + \underset{\text{éthanol}}{C_2H_5OH_{(aq)}} \longrightarrow \underset{\text{ester}}{CH_3COOC_2H_{5\,(aq)}} + \underset{\text{eau}}{H_2O_{(\ell)}}$$

Mais lorsqu'on plonge dans la solution obtenue de la réaction un papier de tournesol bleu, on remarque qu'il rougit malgré la neutralité des produits de la réaction.

Quelle est donc la cause de cette acidité?

La réaction précédente n'est pas une réaction directe qui se poursuit dans le même sens de la formation des produits seulement.

C'est une réaction réversible qui se produit dans les 2 sens contraires:

Le sens direct:

$$CH_3COOH_{(aq)} + C_2H_5OH_{(aq)} \longrightarrow CH_3COOC_2H_{5\,(aq)} + H_2O_{(\ell)}$$

Le sens inverse :

$$CH_3COOC_2H_{5\,(aq)} + H_2O_{(\ell)} \longrightarrow CH_3COOH_{(aq)} + C_2H_5OH_{(aq)}$$

Par suite, les corps réagissants et les produits de la réaction sont présents continuellement dans le domaine de la réaction. Ceci explique l'acidité du mélange de la réaction, en raison de la présence de l'acide acétique.

L'équilibre chimique dans les réactions réversibles est un système dynamique qui a lieu lorsque la vitesse de réaction directe est égale à celle de réaction inverse. L'équilibre se maintient tant que tous les corps réagissants et les produits sont présents dans le domaine de la réaction (pas de dégagement d'un gaz ni de formation d'un précipité) et que les conditions de la réaction, comme la température, la concentration et la pression demeurent constantes.

Le taux d'une réaction Chimique

On mesure la vitesse d'une réaction chimique par la variation qui a lieu dans la concentration des réactifs par unité de temps. Les unités de concention sont exprimées en mole par litre de la solution et le temps est exprimé en minutes ou en secondes. Durant une réaction chimique compléte la concentration des réactifs diminue et la concentration des produits augmente tandis que dans le cas des réactions réversibles l'augmentation de la concentration des produits et la diminution de la concentration des réatifs se poursuivent jusqu'à état d'équlibre (fig 3-1,2).

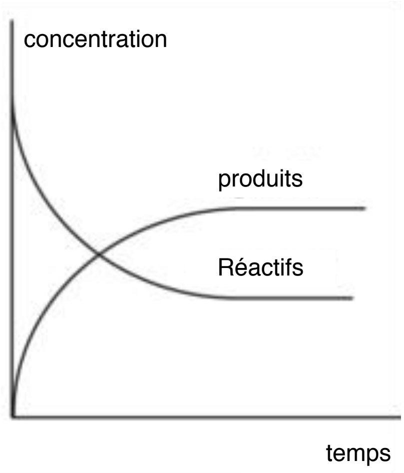


Fig. (3 - 1) le taux de la réaction directe est plus grand que celui de la réaction inverse.

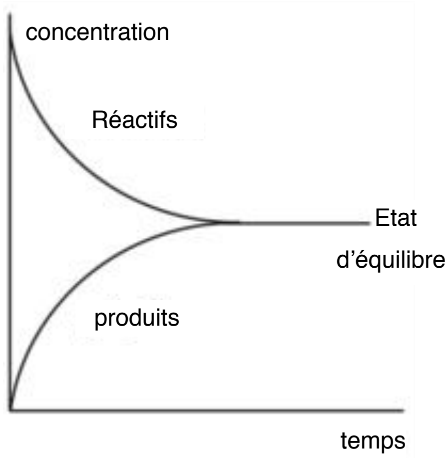


Fig. (3 - 2) le taux de la réaction directe = taux de le réaction inverse.

- Certaines rèactions chimiques se terminent relativement en un temps très court, réactions instantannées exemple la rèaction du chlorure de sodium avec le nitrate d'argent, un précipité très peu soluble de chlorure d'argent dès qu'on mélange les matières reágissantes.
- Certaines réactions sont relativement lentes exemple la réactions des huiles végètales

avec la soude caustique pour former le savon et le glycèrine, d'autres réactions se font en plusieurs mois comme la rouille du fer.

Les facteurs qui influent le taux (vitesse) de la réaction chimique

1 - La nature des matières réagissants.
2 - la concentration des réactifs.
3 - La température de la réaction.
4 - La pression.
5 - Les Catalyseurs
6 - La lumière

(1) La nature des matières réagissantes

On entend par nature des réactifs, 2 facteurs importants qui sont:

a) Le genre de liaison dans les molécules des réactifs.

b) La surface de la matiére exposée à la réaction.

a) Le genre de liaison dans les molécules des réacifs:

Lorsque les réactifs sont des composés ioniques comme dans la réaction du chlorure de sodium avec le nitrate d'argent, les réactions sont dans ce cas instantanées et rapides car les ions des réactifs réagissent ensemble au moment même de leur mixage. Par contre, les réactions qui ont lieu entre des molécules à liaison covalente, comme les réactions organiques, sont généralement lentes.

b) La surface du réactif exposée à la réaction:

Le degré de divisibilité de la matière joue un rôle important dans l'augmentation de la vitesse de réaction. Par exemple, si on apporte 2 poids égaux de zinc, l'un en forme de poudre et l'autre en forme d'une seule masse compacte, et si on les met séparément chacun dans un tube à essai, puis on ajoute au contenu de chaque tube, un volume égal d'acide chlorhydrique dilué, on remarque que la réaction dans le cas de la poudre s'accomplt dans un temps plus court que celle dans le cas de la masse compacte, c'est-à-dire que la vitesse de la réaction est directement proportionnelle à l'état de subdivision des corps qui réagissent.

(2) La concentration des réactifs

Plus le nombre de molécules qui entrent en réaction augmente (augmentation de la concentration), plus la fréquence des collisions augmente (vitesse de réaction). Les 2 savants norvégiens Guldberg et Waage ont déduit la loi qui exprime la relation entre la vitesse de réaction et la concentration des réactifs. C'est ce qu'on appelle la loi d'action de masse.

La loi d'action de masse

Cette loi exprime l'effet de la concentration sur la vitesse de la réaction.
L'énoncé de la loi:

> **"Quand la température est constante, la vitesse de la réaction chimique est directement proportionnelle au produit des concentrations des corps réagissants" à la puissance du nombre de moles ou d'ions dans la réaction équilibrée**

On démontre la loi par l'expérience suivante:

En ajoutant une solution de chlorure ferrique (fer (III)) à couleur jaune pâle graduellement à une solution de thiocyanate d'ammonium (incolore) la couleur du mélange devient rouge sanguin par la formation de thiocyanate de fer (III), la réaction est démontrée comme suit:

$$FeC\ell_{3\,(aq)} + 3NH_4SCN_{(aq)} \longrightarrow Fe(SCN)_{3\,(aq)} + 3\,NH_4C\ell_{(aq)}$$

Chlorure De fer (III) (jaune pâle)	thiocyanate d'ammonium (incolore)	thiocyanate de fer (III) (rouge sanguin)

En ajoutant plus de chlorure de fer III ($FeC\ell_3$) nous trouvons que la couleur rouge est intensifiée ce qui prouve une formation continue de thiocyanate de fer (III) quand le taux de réaction atteint son point d'équilibre complet et inverse dans la réaction précédente, la réaction atteint un état d'équilibre. Les deux réactions sont exprimées comme suit:

$r_1 \text{ a } [FeC\ell_3]\,[NH4SCN]^3$

$r_1 = K1\,[FeC\ell_3]\,[NH4SCN]^3$

$r_2 \text{ a } [Fe(SCN)_3]\,[NH4C\ell]^3$

$r_2 = K2\,[Fe(SCN)_3]\,[NH4C\ell]^3$

Les parenthèses élongées [ ] représentent les concentrations en mole/litre, K_1 et K_2 sont les constants du taux de la réaction direct et inverse par ordre. Au point d'équilibre les deux taux de la réaction sont égaux.

$$r_1 = r_2$$

$$K_1\,[FeC\ell_3]\,[NH_4SCN]^3 = K_2\,[Fe(SCN)_3]\,[NH_4C\ell]^3$$

$$\frac{K_1}{K_2} = K_c = \frac{[Fe(SCN)_3]\,[NH_4C\ell]^3}{[FeC\ell_3]\,[NH_4SCN]^3}$$

Le produit de la division $\frac{K_1}{K_2}$ est un constant ayant pour.

Symbole Kc et connu comme le constant de l'équilibre de cette réaction.

Exemple:

$$I_{2(g)} + H_{2(g)} \longrightarrow 2HI_{(g)}$$

Si les concentrations de l'iode et de l'hydrogène et l'iodure d'Hydrogène à l'état d'équilibre sont par ordre 0,221 ; 0,221 ; 1,563 mole/litre

Solution:

Le constant d'équilibre $Kc = \frac{[\ HI\ ]^2}{[H_2]\ [\ I_2\ ]}$

$$Kc = \frac{[\ 1{,}563\ ]^2}{0{,}221 \times 0{,}221} = 50$$

Remarques:

a) Les petites valeurs du constant de l'équilibre (moins de 1) signifie que le produit de la concentration des produits (au numérateur) est plus petite que le prodiut de la concentration des réactifs (au dénominateur) à la puissance du nombre de moles dans la réaction équilibrée ce qui signifie que la réaction n'avance pas bien à la formation des produits ou bien la réaction inverse est dominante. Fig. (3-3).

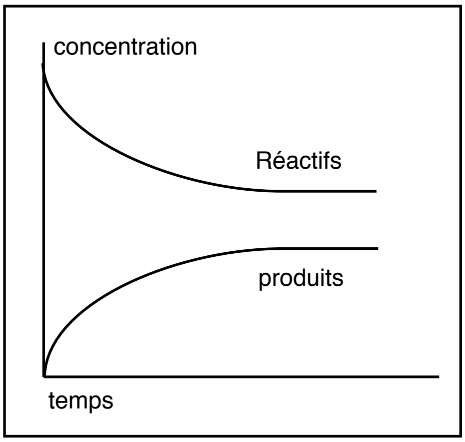


Fig. (3 - 3)

Exemple:

La dissolution du chlorure d'argent dans l'eau.

$$AgCl_{(s)} \rightleftarrows Ag^+_{(aq)} + C\ell^-_{(aq)} \quad Kc = 1{,}7 \times 10^{-10}$$

La valeur du constant kc dans la réaction précédente indique que le chlorure d'argent est peu soluble dans l'eau.

b) Les grandes valeurs du constant d'équilibre (Kc > 1) signifie que la réaction est continue et qu'elle approche de sa fin. Donc la réaction complète est dominante.

Exemple du chlore et l'hydrogène:

$$H_{2(g)} + C\ell_{2(g)} \rightleftharpoons 2HC\ell_{(g)} \quad K_c = 4,4 \times 10^{32}$$

c) On n'écrit pas la concentration de l'eau, des matières solides ou des précipités dans les équations de calcul du constant d'équilibre car elle est considérée comme concentration constante quelque soit sa quantité aussi la concentration de l'eau ou du solvant en général est constante, sa valeur ne change pas considérablement.

d) La valeur numerique de kc ne change pas avec le changement des concentrations des réactifs ou des produits à la même température.

(3) Influence de la température sur la vitesse de la réaction

On peut expliquer l'effet de la température sur la vitesse de la réaction chimique d'aprés la théorie de collision moléculaire qui suppose que pour amorcer une réaction chimique, il faut que les molécules des matières réagissants entrent en collision de telle sorte que la collision des molécules de très grande vitesse seulement soient celles qui réagissent à cause de leur énergie cinétique très élevée: ceci leur permet de rompre les liaisons entre les molécules et de déclencher la réaction chimique. La molécule doit posséder un minimum d'énergie cinétique pour lui permettre de réagir lors de la collision.

Cette énergie minimale est appelée énergie d'activation.

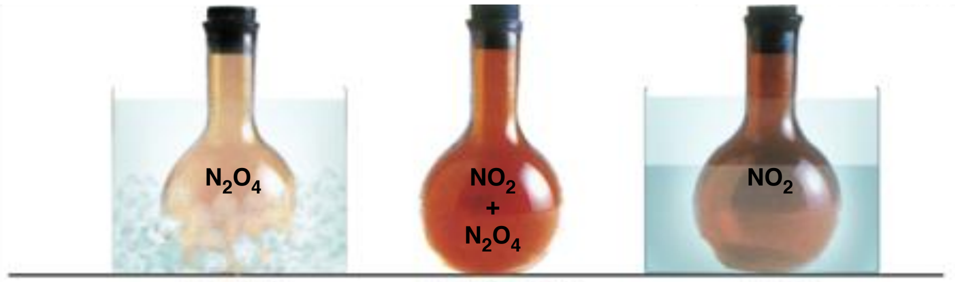
L'énergie d'activation: "c'est la plus petite quantité d'énergie que doit avoir une molécule pour qu'elle réagisse par collision".

Les molecules ayant une énergie cinétique égale ou supérieure à l'énergie d'activation sont appelées molécules activées.

On conclue que: l'élévation de la température augmente le taux des molécules activées et par suite augmente la vitesse de la réaction. On a trouvé que dans plusieurs réactions chimiques, une élévation de température de 10 degré peut doubler la vitesse de la réaction.

Expérience démontrant l'influence de la température sur la vitesse d'équilibre de la réaction.

Si on plonge un flacon contenant du dioxyde de nitrogène connu par sa couleur marron rougêatre dans un bassin contenant un mélange refroidissant, nous trouvons que l'intensité de la couleur s'affaiblit graduellement jusqu'à ce que la couleur marron rougêatre disparaît. (Fig. (3 - 4)



Mélange réfrigérant incolore — **Temperature de la chambre 25°C couleur marron pâle** — **Eau chaude couleur marron rougeâtre**

Fig. (3 - 4)

En relevant le flacon du mélange refroidissant et laissons le à la température de la chambre (25°C) nous observons que la couleur marron rougeâtre réapparait comme il a été au début et augmente avec l'augmentation de la température. La réaction est exprimée comme suit:

$$\underset{\text{marron rougeâtre}}{2NO_{2\,(g)}} \underset{\text{chauffage}}{\overset{\text{refroidissement}}{\rightleftharpoons}} \underset{\text{incolore}}{N_2O_{4(g)}} + \text{chaleur}$$

Conclusion:

Si une réaction exothermique équilibrée absorbe une quantité de chaleur, la réaction prendra le sens opposé ce qui va annuler l'effet de la chaleur.

(4) L'influence de la pression

Il est à noter que la concentration des matiéres dans les solutions est exprimée en général par molarité et écrite en mettant la matiére entre deux parenthéses carrées [ ] mais si les matiéres de la réaction (les réactifs) ou les produits de la réaction sont en état gazeux, on exprime la concentration généralement en se servant de la pression moléculaire.

Exemple:

on prépare le gaz ammoniac dans l'industrie de ses deux éléments d'aprés la réaction suivante:

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \underset{\Delta}{\overset{\text{Forte pression, Et refroidissement}}{\rightleftharpoons}} 2NH_{3(g)} \quad \Delta H = -92 \text{ KJ}$$

il est à remarquer que 4 moles de molécules entrent en réaction pour produire 2 moles de molécules d'ammoniac donc la formation de l'ammoniac est accompagnée de perte d'un

nombre de mole ainsi le volume diminue. on a trouvé que par la pression et le refroidissement le taux de formation du gaz ammoniac augmente. on conclut de l'exemple précèdent que l'augmentation de la pression ou le refroidissement sur une réaction gazeuse équilibrée l'active dans le sens qui diminue le volume. On exprime le constant d'équilibre dans ce cas par le symbole kp pour démontrer la concentration des matiéres par rapport á la pression moléculaire.

$$Kp = \frac{(P_{NH_3})^2}{(P_{N_2})\ (PH_2)^3}$$

La valeur de Kp de la réaction ne change pas avec le changement des pressions moléculaires des gaz réagissants et produits à la même température, la pression totale de la réaction est égale à la somme des pressions moléculaires de ses gaz.

Exemple:

$$N_{2(g)} + 2O_{2(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$$

Si les pressions sont 2 pression atmosphérique, 1 pression atmosphérique; 0,2 pression des gaz N_2 , O_2 , NO_2 en ordre, Calculer le constant d'équilibre Kp.

$$Kp = \frac{(P_{NO_2})^2}{(P_{N_2}) \times (PO_2)^2} = \frac{(2)^2}{0,2 \times 1^2} = 20$$

Le constant d'équilibre = 20

De l'ensemble des observations précédentes et d'autres.

Le savant français le chatêlier a pu déduire un principe connu d'aprés son nom et qui décrit l'influence des différents facteurs comme la concentration, la température et pression sur les systémes en équilibre.

Le principe de le chatêlier:

"Toute variation d'un facteur (concentration, pression, température) qui influe sur l'équilibre d'un systéme fait réagir celui-ci dans le sens opposé à la variation".

(5) l'influence des catalyseurs

De ce qui précéde, nous avons connu que les réactions lentes ont besoin de chaleur pour réagir plus rapidement, mais l'utilisation d'une énergie thermique élevée pour accélérer ce genre de réactions, augmente les frais de production, ce qui entraine la hausse des prix des articles produits dans l'industrie.

Le rôle du chimiste est de chercher les meilleurs moyens d'augmenter et d'améliorer la

production avec le minimum de frais.

Les chercheurs sont arrivés à trouver que la plupart des réactions lentes peuvent être accélérés considérablement en présence des substances appelés catalyseurs sans avoir recours à l'élévation de température.

"Le Catalyseur est une matière qui change le taux de la réaction chimique sans changer la position d'équilibre et sans y prendre part".

Le catalyseur diminue l'énergie d'activation ainsi accélère la réaction dans les 2 sens directe et inverse.

Les Catalyseurs utilisés dans 90% des opérations industrielles Comme L'industrie des engrais, les pétrochimiques et les aliments. On les utilise dans les convertisseurs catalytiques qui sont adjoints comme parties principles aux tuyaux d'échappement, Pour transformer les gaz qui polluent l'air en des produits sains, les catalyseurs sont des éléments métalliques ou leurs oxydes ou leurs composés. Les enzymes (molécules de protéines formées dans les cellules vivantes) agissent comme catalyseurs dans plusieurs operations biologiques et industrielles.

(6) L'effet de la lumière

Quelques réactions chimiques sont influenceés par la lumière, La photosynthése est un exemple le chlorophylle dans les plantes absorbe la lumière ef forme les carbohydrates en présence de dioxyde de carbone et l'eau les péllieles contiennent de bromure d'argent dans une couche gélatineuse. La lumière absorbée incite l'ion d'argent (Ag^+) de gagner un électron de l'ion bromure (Br^-) pour qu'il se transforme en argent, le brome formé est absorbé dans la couche gélatineuse, l'augmentation de l'intensité lumineuse augmente la quantité d'argent formée.

$$Ag^+ + e^- \longrightarrow Ag^\circ$$

L'Équilibre ionique

Application de la loi d'action de masse sur l'équilibre ionique

I - Les Électrolytes

Il y des matières solides complètement ionisées comme le chlorure de sodium. Lorsque ces matières se dissolvent dans l'eau. Elles se dissocient en ions positifs et négatifs. Les solutions de ces matières sont bonnes conductrices du courant électrique. On appelle ces matières des composées ioniques. Leurs ions positifs et négatifs sont liés par des forces d'attraction électrostatiques.

Quant aux composés covalents. Leurs atomes sont liés par des liaisons covalentes comme le gaz chlorure d'hydrogène sec et l'acide acétique pur. En présence de l'eau, ces 2 matières s'ionisent. Cependant, l'ionisation du gaz chlorure d'hydorgène est à peu près de 100%. Alors que l'ionisation de l'acide acétique est trés limitée les 2 expériences suivantes illustrent les 2 cas précédents.

Expérience 1 :

Examiner la conductibilité électrique de l'acide acétique glacial et du gaz chlorure d'hydrogène dissous dans le benzène, et ceci en utilisant l'appareil de la figure (3-5).

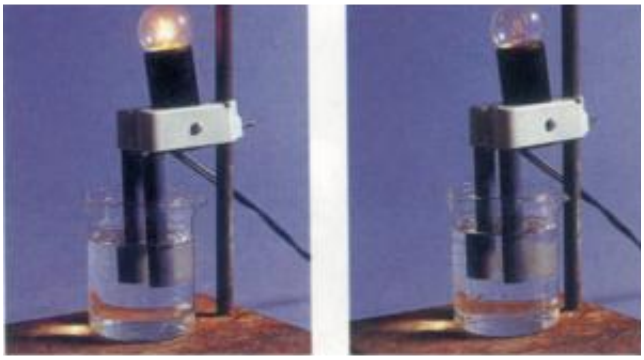


Fig. (3 - 5)

Remarquez que la lampe ne s'allume pas dans les 2 cas. Ce qui montre que les 2 solutions ne renferment pas des ions libres qui conduisent le courant électrique.

Expérience 2 :

Dissoudre 1/10 mole de gaz chlorure d'hydrogéne dans un litre d'eau. De même, dissoudre 1/10 mole d'acide acétique pur dans 1 litre d'eau. Ainsi on a deux solutions de même concentration d'acide chlorhydrique et d'acide acétique.

Examiner la conductibilité électrique de ces 2 solutions, on remarquera que la lampe s'allume avec une grande intensité dans le cas de l'acide chlorhydrique ce qui montre que la première solution renferme un taux élevé d'ions libres, alors que la lampe s'allume faiblement dans l'acide acétique car sa solution renferme un taux très bas d'ions libres.

Expérience 3 :

Examiner l'effet de la dilution des 2 solutions précédentes sur la conductibilité éléctrique (intensité lumineuse de la lampe) et ceci en les diluant à 0,01 molaire puis 0,001 molaire. Vous remarquerez que l'intensité de la lampe n'est pas influencée par la dilution de l'acide chlorhydrique, alors qu'elle augmente avec la dilution de l'acide acétique.

Conclusion:

Les composés covalents comme le gaz chlorure d'hydrogéne sec et l'acide acétique pur s'ionisent en présence de l'eau. L'ionisation du chlorure d'hydrogéne est totale, alors que l'ionisation de l'acide acétique est trés limitée, ce qui se traduit par la bonne conductibilité éléctrique de la solution du premier et la mauvaise conductibilité éléctrique de la solution du second.

Par conséquent, l'ionisation n'est pas influencée par la dilution de l'acide chlorhydrique, alors que l'ionisation de l'acide acétique augmente avec la dilution, indiquant la présence des molécules d'acide qui ne sont pas ionisées. A la lumière des observations précédentes, on peut symboliser l'ionisation de chacun des 2 acides comme suit:

$$HC\ell_{(g)} \longrightarrow H^+_{(aq)} + C\ell^-_{(aq)}$$

$$CH_3COOH_{\ (aq)} \rightleftharpoons CH_3COO^-_{\ (aq)} + H^+_{\ (aq)}$$

Le tableau suivant montre les valeurs de la constante d'ionisation de quelques éléctrolytes faibles: (à lire).

Nom De L'acide	La Formule Molèculaire	La Constante D'ionisation
Acide sulfureux	H_2SO_3	$1,7 \times 10^{-2}$
Acide hydrofluorhydrique	HF	$6,7 \times 10^{-4}$
Acide nitreux	HNO_2	5.1×10^{-4}
Acide acétique (éthanoïque)	CH_3COOH	$1,8 \times 10^{-5}$
Acide carbonique	H_2CO_3	$4,4 \times 10^{-7}$
Acide borique	H_3BO_3	$5,8 \times 10^{-10}$

L'ion hydronium

Il n'existe pas d'ions hydrogéne célibataires (protons) résultant de l'ionisation des acides dans leurs solutions aqueuses, car une fois formé, l'ion H^+ est attiré par le couple d'éléctrons libres qui se trouve sur l'atome d'oxygène d'une molécule d'eau et forme une liaison de coordination. le proton résultant est un proton hydraté ou ion hydronium H_3O^+.

$$HC\ell_{(g)} + H_2O_{(\ell)} \longrightarrow H_3O^+_{(aq)} + C\ell^-_{(aq)}$$

De ce qui précède, on peut définir des concepts suivants:

L'ionisation:

"c'est la transformation des molécules non-ionisés non-ionisées en ions".

L'ionisation compléte:

A lieu dans les électrolytes forts et transforme toutes les molécules non ionisées en ions.

L'ionisation Faible:

A lieu dans les éléctrolytes faibles et seule une partie trés petite des molécules non ionisés se transforme en ions.

On trouve continuellement 2 cas réciproques:

La dissociation des molécules en ions et l'union de ces ions pour former les molécules. Il s'y engendre un état d'équilibre entre les ions et les molécules non-ionisés. On peut représenter ces 2 cas par l'équation:

$$\underset{\text{électrolyte faible}}{AB_{(aq)}} \rightleftharpoons \underset{\text{ions lilres}}{A^+_{(aq)} + B^-_{(aq)}}$$

ce genre d'équilibre est connu sous le nom d'équilibre ionique

L'équilibre ionique:

C'est un équilibre engendré dans la solution des électrolytes faibles entre les molécules non-dissociées et les ions dissoclés résultants.

On ne peut pas appliquer la loi d'action de masse sur les solutions d'électrolytes forts car les solutions sont complitent ionisées. Le savant Ostwald a trouvé en 1888, une relation entre le degré de d'ionisation (a = alpha) et la concentration (C) en mole/litre de solution des électrolytes faibles.

La Loi D'Ostwald

Supposer qu'on a un acide faible à un seul proton sa formule est supposé HA, dans sa dissolution dans l'eau, un nombre de ses molécules sont ionisées.

$$HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$$

En applicant la loi de l'action de masse

$$K_a = \frac{[H^+]\,[A^-]}{[HA]}$$

Lorsque $[H^+]$, $[A^-]$ sont les concentrations des ions résultants et les molécules de l'acide non-ionisées, á l'état d'équilibre ka ce qui est le constant de l'ionisation de l'acide.

En supposant qu'un seul mole de l'acide faible [HA] est dissout dans (v) litre de la solution. A l'état de l'équilibre on trouve que:

$$\text{degré d'ionisation} = \frac{\text{nombre de moles ionisés de l'acide}}{\text{le nombre total de moles de l'acide avant l'ionisation}}$$

si le nombre de moles ionisés (a) mole donc le nombre de moles non ionisés de HA = (1 - a) mole et le nombre de moles de H^+ et A^- résultant = a mole

$$\text{la concentration étant (C)} = \frac{\text{nombre de moles}}{\text{volume en litre (V)}}$$

donc la concentration des matiéres à l'état d'équilibre en mole est:

$$\underset{\frac{(1-a)}{V}}{HA} \rightleftharpoons \underset{\frac{a}{V}}{H^+} + \underset{\frac{a}{V}}{A^-}$$

Par substitution dans l'équation, la loi d'action de masse est:

$$K_a = \frac{[\frac{a}{V}]\,[\frac{a}{V}]}{[\frac{1-a}{V}]} = \frac{a^2}{V(1-a)}$$

cette relation est reconnu comme **"la loi d'Ostwald"** de la dilution, il montre la relation quantitative entre le degré d'ionisation (a) et le degré de dilution, elle montre que: A un certain degré de température, le degré d'ionisation (a) augmente avec l'augmentation de la dilution pour que la valeur ka soit constante. Dans le cas des électrolytes faibles le degré d'ionisation (a) est petit de sorte qu'il peut être négligé, ainsi la valeur (1 - a) peut être considérée égale à 1. Et la relation ainsi devient.

$$K_a = \frac{a^2}{V}$$

puisque la concentration de l'acide faible (C_a) = 1/V mole/litre on peut écrire l'équation précédente comme suit

$$K_a = a^2 \times C_a \qquad a = \sqrt{\frac{K_a}{C_a}}$$

donc: lorsque la dilution augmente (la concentration diminue) le degré d'ionisation augmente et vice versa.

Exemple :

Calculer le degré d'ionisation dans une solution 0,1 mol/L de l'acide hydro cyanique HCN à une température de 25°C sachant que le constant d'ionisation de l'acide ka = $7,2 \times 10^{-10}$.

Solution :

$$HCN_{(aq)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + CN^-_{(aq)}$$

En Appliquant La Loi d'Ostwald:

$$K_a = a^2 \times C_a$$

$$a = \sqrt{\frac{K_a}{C_a}}$$

$$a = \sqrt{\frac{7,2 \times 10^{-10}}{0,1}}$$

$$a = 8,5 \times 10^{-5}$$

Le Calcul de la concentration de l'ion hydronium des acides faibles

Lors de l'ionisation d'un acide faible comme l'acide acétique de concentration (C_a) dans l'eau, l'équation est comme suit :

$$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons CH_3COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

Le constant d'ionisation dans cette réaction

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-]\,[H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$$

De l'équation précédente la valeur des ions acétate résultants est égal à la quantité d'ions hydronium produits:

$$[H_3O^+] = [CH_3COO^-]$$

Donc la valeur du constant de l'équilibre

$$K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{[CH_3COOH]}$$

Vu que l'acide faible est faiblement ionisé [a] peut être négligé ainsi la concentration de l'acide acétique à l'état d'équilibre (C_a - a) = la concentration de l'acide acétique original (C_a), et par substitution dans la loi du constant de l'équilibre:

$$K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{C_a}$$

Donc la concentration de l'ion Hydronium $[H_3O^+] = \sqrt{C_a \times K_a}$

Exemple:

Calculer la concentration de l'ion d'hydronium dans une solution 0.1 (mol/L) de l'acide acétique à 25°C sachant que le constant d'ionisation de cet acide 1.8×10^{-5}.

Solution :

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$$

$$[H_3O^+] = \sqrt{C_a \times K_a}$$

$$[H_3O^+] = \sqrt{0.1 \times 10^{-5} \times 1.8}$$

$$= 1.342 \times 10^{-3} \text{ (mol/L)}$$

Le calcul de l'ion d'hydroxyl dans les bases faibles

Les bases qui s'onisent partiellement dans l'eau sont connues comme des bases faibles. On peut calculer la concentration de l'ion d'hydroxyle de la même manière de la calculation des ions d'hydronium précédente, déjà mentionée. Comme exemple, l'ammoniac est une base faible quand il est dissout dans l'eau une reaction d'équilibre a lieu comme suit:

$$NH_{3(g)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$$

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = 1.8 \times 10^{-5}$$

L'équation précédente montre la formation d'une mole de chacun de 2 ions de NH_4^+ et de l'hydroxyle.

$$K_b = \frac{[OH^-]^2}{[NH_3]}$$

Vu que le constant d'ionisation de l'ammoniac est petit, seule une petite quantité s'ionise, A l'état d'équilibre, la concentration de l'ammoniac restante $[NH_3]$ est égal à la concentration de l'ammoniac initial (C_b).

$$K_b = \frac{[OH^-]^2}{C_b} \qquad [OH^-] = \sqrt{C_b \times K_b}$$

II. L'ionisation de l'eau

L'eau pure est un électrolyte faible. Par conséquent, elle est mauvaise conductrice du courant électrique. On exprime son ionisation par l'équilibre suivant:

$$2\,H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

Pour plus de simplicité, on écrira l'équation précédente Comme Suit:

$$H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

Le constant d'équilibre est exprimé comme suit :

$$K_w = \frac{[H^+]\,[OH^-]}{[H_2O]} = 10^{-14}$$

La valeur du constant d'équilibre étant trop petite, alors la concentration de l'eau non ionisée peut - être considérée comme une valeur constante car la valeur de l'ionisation de l'eau est négligeable la relation précèdente aboutira à la nouvelle relation suivante:

$$K_w = [H^+]\ [OH^-] = 10^{-14}$$

Puisque l'eau pure a un effet neutre sur le toumesol, alors la concentration de l'ion hydrogéne responsable de l'acidité égale à la concentration de l'ion hydroxyle responsable de l'alcalinité. par conséquent:

$$K_w = [10^{-7}]\ [10^{-7}] = 10^{-14}$$

Le produit ionique de l'eau (K_w) :

C'est le produit des concentrations de l'ion hydrogène et de l'ion hydroxyle résultant de l'ionisation de l'eau. il est égal à 10^{-14} mole/litre, c'est une valeur constante, si la concentration de l'ion hydrogène augmente, la concentration de l'ion hydroxyle diminue proportionnellement et si la concentration de l'un des 2 ions est connue, on peut connaître la concentration de l'autre.

La Puissance (Le nombre) d'hydrogène: valeur de PH

C'est le logaritme négatif de la base (10) de la concentration de l'ion hydrogéne ou - log $[H^+]$

PH = - log $[H_3O^+]$

La lettre (P) signifie (- log)

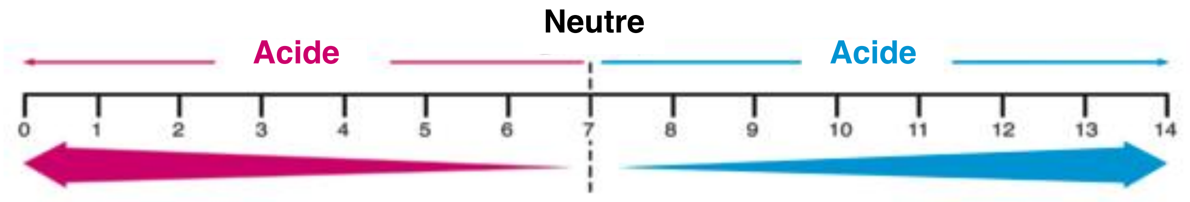
C'est une façon l'exprimer l'acidité ou l'alcalinité d'une solution aqueuse en appliquant le produit de l'ionisation de l'eau, en tenant compte du logaritme négatif de l'équilibre, on obtient comme suit:

$$- \text{Log } K_W = (- \log [H^+]) + (- \log [OH^-]) = - \log 10^{-14}$$

En remplaçant la valeur de (- log) par la lettre (p) l'équilibre devient:

$$Pk_W = pH + pOH = 14$$

Si la solution est neutre la valeur de pH est 7 et la valeur de pOH est 7. Si le pH d'une solution est 5 par exemple le pH de son hydroxyle est 9. Et la solution qui a pH 8 le pH de l'hydroxyle est 6 Les solutions d'acide ont un pH moins que 7 et le pH de l'hydroxyle est plus grand que 7 tandis que les solutions d'alcali ont un pH plus grand que 7 et le pOH < 7.



Le tableau suivant montre le ph de certaines matières connues :

La Matiére	pH
Solution Molaire HCl	**0**
Solution 0,1 Molaire HCl	**1**
Le Suc Gastrique	**1,6 ⟶ 1,8**
Le Jus De Citron	**2,3**
Le Vinaigre	**2,9**
Le Jus D'orange	**3,5**
Le Jus De raisin	**4**
Le Jus De Tomate	**4,2**
Le Café	**5**
L'eau De pluie	**6,2**
Le Lait	**6,3 ⟶ 6,6**

L'urine	5,5 ⟶ 7
L'eau Pure	7
La Salive	6,2 ⟶ 7,4
Le Sang	7,35 7,45
L'eau De Mer	8,4
Le Suc Biliaire	7,8 ⟶ 8,6
Une Solution Molaire D'ammoniaque	11
La Soude De Lessive	12
Une Solution 0.1 Molaire NaOH	13
Une Solution Molaire NaOH	14

à lire seulement

Fig. (3 - 6)
L'appareil de mesure de (PH)

III. L'hydrolyse des sels

Experience : prendre 4 tubes à essai. Mettre dans le premier une solution de carbonate de sodium, dans le second une solution de chlorure d'ammonium, dans le trosième une solution d'acétate d'ammonuim et dans le quatrième une solution de chlorure de sodium différencier les 4 solutions avec une feuille de tournesol et s'assurer des résultats donnés dans le tableau suivant:

Experience	Observation	Conclusion
1 - effet de la solution Na_2CO_3	Bleuit le tournesol rouge	La solution est basique
2 - effet de la solution NH_4CL	Rougit le tournesol bleu	La solution est acide
3 - effet de la solution CH_3COONH_4	Pas d'effet	La solution est neutre
4 - effet de NaCl	Pas d'effet	La solution est neutre

Interprétation des résultats

a) L'hydrolyse du carbonate de sodium

C'est un sel dérivé d'un acide faible et une base forte. L'eau electrolyte faible, s'ionise en donnant des ions hydrogène et ions hydroxyle. Lorsqu'on dissout le carbonate de sodium, il se dissocie en ions sodium et ions carbonate:

$$2\,H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons 2H^+_{(aq)} + 2OH^-_{(aq)}$$
$$Na_2CO_{3\,(aq)} \longrightarrow CO_3^{2-}{}_{(aq)} + 2\,Na^+_{(aq)}$$
$$Na_2CO_{3\,(aq)} + 2H_2O_{(\ell)} = H_2CO_{3(aq)} + 2Na^+_{(aq)} + 2OH^-_{(aq)}$$

L'hydroxyde de sodium ne se forme pas, car il est un électrolyte fort complétement ionisé. La formation de l'acide carbonique est due à l'union de l'hydrogéne résultant de l'ionisation de l'eau et des ions carbonates en solution.

L'acide carbonique étant faiblement ionisé, les ions hydrogène seront continullement retirés, ce qui conduit au déséquilibre de l'équation de l'ionisation de l'eau. Pour rétablir l'équilibre, selon le principe de Le chatêlier, d'autres molécules d'eau s'ionisent pour compenser la diminution de la concentration des ions hydrogène, de telle sorte que les ions hydroxyle s'accumulent donnant ainsi un caractére alcalin à la solution, car la concentration des ions hydroxyle est plus grande que celle des ions hydrogène et par conséquent $pH > 7$.

b) L'hydrolyse du chlorure d'ammonium

C'est un sel dérivé d'un acide fort et un base faible. On peut représnter la dissolution de sel dans l'eau par les équations suivantes:

$$H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$
$$NH_4Cl_{(aq)} \longrightarrow Cl^-_{(aq)} + NH_4^+{}_{(aq)}$$
$$NH_4Cl_{(aq)} + H_2O_{(\ell)} = H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)} + NH_4OH_{(aq)}$$

Il ne se forme pas d'acide chlorydrique car c'est un électrolyte fort complétement ionisé en H^+ et Cl^-, c'est à dire que l'existence des ions chlorure n'influe pas sur l'équilibre de l'eau. Pourtant, les ions ammonium réagissent avec les ions hydroxyle pour former l'hdroxyde d'ammonium qui est un électrolyte faiblement ionisé. Les ions hydroxyde seront continuellement retirés, ce qui conduit au déséquilibre de l'équilibre d'ionisation de l'eau. Pour rétablir l'équilibre, selon le principe de lechatelier, d'autres molécules d'eau s'ionisent pour compenser la diminution des ions hydroxyle de telle sorte que les ions hydrogène s'accumulent, donnant ainsi un caractére acide à la solution, car la concentration des ions hydrogène devient plus grande que celle des ions hydroxyle. Par conséquent le $pH < 7$.

c) L'hydrolyse de l'acétate d'ammonuim

C'est un sel dérivé d'un acide faible et d'une base faible. On peut représenter la dissolution de l'acétate d'ammonium dans l'eau par les équations suivantes:

$$H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$
$$CH_3COONH_{4(aq)} \longrightarrow CH_3COO^-_{(aq)} + NH_4^+{}_{(aq)}$$
$$CH_3COONH_{4(aq)} + H_2O_{(\ell)} = CH_3COOH_{(aq)} + NH_4OH_{(aq)}$$

Il se forme de l'acide acétique et de l'hydroxyde d'ammonium. Les 2 sont des électrolytes faibles. Par conséquent, la concentration trés faible des ions hydrogéne, résultant de l'ionisation de l'ion faible, est équivalente à la concentration trés faible des ions hydroxyle, résultant de l'ionisation de l'alcali faible. La solution est alors neutre.

d) L'hydrolyse du chlorure de sodium

C'est un sel dérivé d'un acide fort et d'une base forte. On peut représenter la dissolution du chlorure de sodium dans l'eau par les équations suivantes:

$$H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$
$$NaCl_{(aq)} \longrightarrow Cl^-_{(aq)} + Na^+_{(aq)}$$
$$NaCl_{(aq)} + H_2O_{(\ell)} = H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} + Cl^-_{(aq)} + Na^+_{(aq)}$$

Dans ce cas, il ne se forme pas de l'acide chlorydrique qui est un électrolyte fort, complétement ionisé ou de l'hydroxyde de sodium qui est un électrolyte fort complétement ionisé. Par conséquent, la concentration des ions hydrogéne et celle des ions hydroxyle résultant de l'ionisation de l'eau demeure constante. La solution est alors neutre.

Conclusion:

l'hydrolyse est une opération contraire à celle de la neutralisation. Car Durant la dissolution du sel dans l'eau, il se produit l'acide et l'alcali desquels le sel est dérivé. Le caractère acide ou basique de la solution du sel dépend de la force de chacun d'eux.

IV - Le produit de Solubilité

Chaque sel solide a un certain limite de dissolution dans l'eau à une température déterminée, A ce limite, la matière dissoute est en état d'équilibre dynamique avec la matière non dissoute, la solution est alors dite solution saturée La dissolution du nitrate de potassium KNO_3 dans l'eau = 31,6g /100g à 20°C tandis que la disolution de chlorure d'argent $Ag\,C\ell$ dans l'eau à la même température = 0,0016g/100g la concentration de la solution saturée du sel très peu soluble à une température dèterminée est connue par le degré de dissolution.

$$PbBr_{2\,(s)} \rightleftharpoons Pb^{2+}_{(aq)} + 2Br^{-}_{(aq)}$$

Le constant d'équilibre

$$K_{sp} = \frac{[Pb^{2+}]\,[Br^{-}]^2}{[PbBr_2]}$$

puisque la concentration de $PbBr_2$ solide reste Presque constant donc:

$$K_{sp} = [\,Pb^{2+}\,]\,[\,Br^{-}\,]^2$$

Le produit de solubilité ksp pour n'importe quel composé ionque peu soluble: c'est:

"Le produit de la concentration de ses ions en mole/litre à la puissance du nombre de moles des ions qui s'équilibre avec sa solution saturée".

Exemple:

1. Calcul la valeur du produit de la solubilité du Sulfate d'argent Ag_2SO_4 sachant que le degré de dissolution dans l'eau à une température déterminé = $1{,}4 \times 10^{-2}$ mol/L

Solution :

$$Ag_2SO_{4(s)} \rightleftharpoons 2\,Ag^+_{(aq)} + SO_4^{--}{}_{(aq)}$$

1 mol 2 moles 1 mole

$1{,}4 \times 10^{-2}$ $2 \times 1{,}4 \times 10^{-2}$ $1{,}4 \times 10^{-2}$

$$K_{sp} = [Ag^+]^2\ [SO_4^{--}]$$

$$= (2 \times 1{,}4 \times 10^{-2})^2\ (1{,}4 \times 10^{-2}) = 1{,}0976 \times 10^{-5}$$

Exemple:

2. Sachant que le degré de solubilité du chloure d'argent $AgC\ell$ est 1×10^{-5} mol/l, calculer la valeur du produit de solubilité.

Solution :

$$AgC\ell_{(s)} \rightleftharpoons Ag^+_{(aq)} + C\ell^-_{(aq)}$$

$$K_{sp} = [Ag^+]\ [Cl^-] = 10^{-5} \times 10^{-5} = 10^{-10}$$

Evaluation

1 - Définir ce qui suit :

(1) L'équilibre chimique.
(2) Les réactions [complètes]
(3) Le taux de la réaction
(4) Loi d'action de masse
(5) Le produit de la solubilité
(6) Le pH
(7) Pression de vapeur saturante
(8) Les réactions réversibles
(9) Le catalyseur
(10) Le principe de le chatêlier
(11) Le produit ionique de l'eau
(12) Loi d'Ostwald

2 - Mettez la lettre (I) devant les réactions réversibles el la lettre (c) devant les réactions complètes:

a) $NaOH_{(aq)} + HC\ell_{(aq)} = NaC\ell_{(aq)} + H_2O_{(aq)}$

b) $2Ag\ NO_{3(aq)} + BaC\ell_{2(aq)} = 2\ AgC\ell(s) + Ba\ (NO_3)_{2(aq)}$

c) $2\ Cu\ (NO_3)_{2(s)} = 2\ Cu\ O_{(s)} + 4NO_{2(g)} + O_{2(g)}$

d) Dans un récipient fermé

$CO_{(g)} + H_2O_{(g)} = CO_{2(g)} + H_{2(g)}$

3 - Traiter brièrement :

a) Le taux de la réaction chimique et les facteurs influents

b) La réaction équilibrée et les facteurs qui influents

4 - Quel est l'effet de chacune des réactions suivantes, sur la concentration de l'ion hydrogène dans le système en équilibre suivant:

$H_{2(g)} + CO_{2(g)} \rightleftharpoons H_2O_{(g)} + CO_{(g)}$ $\qquad \Delta H = 41,1$ Kj

a) l'addition d'une quantité supplémentaire de CO_2

b) l'addition d'une quantité supplémentaire de vapeur d'eau

c) l'addition d'un catalyseur

d) l'élévation de température

e) la diminution de volume du recipient

s = solide g = gaz ℓ = liquide aq = aqueuse

5 - Dans quelle des réactions suivantes, vous vous attendez à une augmentation d'ionisation avec une augmentation de température?

$NO_{(g)} \rightleftharpoons 1/2\ N_{2(g)} + 1/2O_{2(g)}$; $\Delta H = (-)$

$SO_{3(g)} \rightleftharpoons SO_{2(g)} + 1/2O_{2(g)}$; $\Delta H = (+)$

$N_2H_{4(g)} \rightleftharpoons N_{2(g)} + 1/2H_{2(g)}$; $\Delta H = (-)$

6 - Indiquer les solutions acides, basiques ou neutre dans ce qui suit:

a) solution de pH = 3,5
b) solution de pH = 7
c) solution de pH = 4
d) solution de pH = 12

7 - Ecrire le concept scientifique indiqué par les expressions suivantes:

a) Les réactions qui sont bornées dans les 2 sens: directe et inverse et où les corps réagissants et les produits de la réaction sont continuellement présents dans le domaine de la réaction.

b) La quantité de variation dans la concentration des corps réagissants par unité de temps.

c) A température constante, la vitesse de réaction est directement proportionnelle au produits des concentrations moléculaires des matières de la réaction.

d) Toute variation d'un facteur concentration, température, pression influent. sur l'équilibre d'un système fait réagir celui-ci dans le sens opposé à la variation.

8 - Donnez une experience pour prouver:

a) L'effet de la concentration sur le taux de réaction.

b) L'effet de la température sur la vitesse de réaction en équilibre.

9 - Calculer la valeur du constant d'équilibre dans la réaction:

$N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$

Quand les concentrations à l'équilibre sont $[N_2O_4]$ = 0,213 mole/litre;

$[NO_2]$ = 0,213 mole/litre

10 - Quelle est le pourcentage de l'ionisation d'une solution 0,1 molaire de l'acide acétique: (Kc) constant de l'ionisation de l'acide acétique $1,8 \times 10^{-5}$

11 - Laquelle des matières suivantes a pour solution aqueuse acide, basique ou neutre

$(NH_4)_2\,CO_3$, KCL , NH_4NO_3 , $FeCl_3$

12 - Ecrivez l'équation du constant d'équilibre (Kc) des réactions suivantes:

$$CO_{(g)} + H_2O_{(g)} \rightleftharpoons CO_{2(g)} + H_{2(g)}$$

$$4NH_{3(g)} + 3O_{2(g)} \rightleftharpoons 2N_{2(g)} + 6H_2O_{(g)}$$

13 - Si le degré d'ionisation d'un acide organique faible à un proton (monovalent) equivalent à 3% dans une solution de concentration 0,2 mole/litre.
Calculer le constant d'ionisation (Ka) de l'acide.

14 - La réaction suivante a deux valeurs de constante d'équilibre à deux différents degrés de température

$$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$$

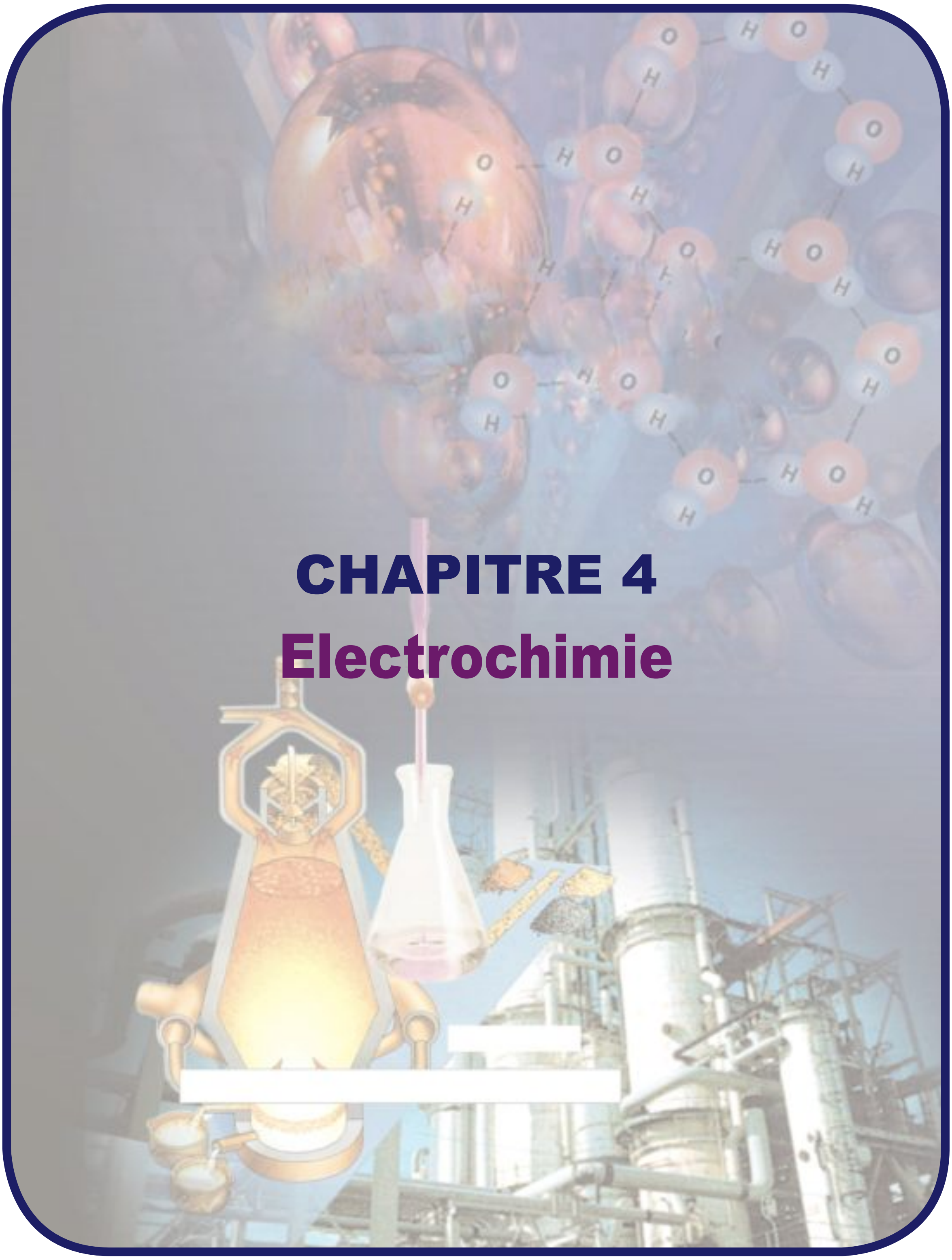
Kc à la température de 850°C = 67 et à la température de 448°C = 50. indiquer si cette réaction est exothermique ou endothermique en Justifiant votre réponse.

15 - Si la valeur du produit ionique de l'eau $K_w = 1 \times 10^{-14}$. à 25°C, Complétèr le tableau suivant:

$[H^+]$	$[OH^-]$	PH	PoH
1×10^{-11}	....	....	....
....	1×10^{-5}	....	....
....	....	6	....
....	....	....	12

16 - Calculer la concentration des ions de baryum $[Ba^{+2}]$ dans la solution saturée de sulfate de baryum sachant que son produit de solubilité

$k_{sp} = 1,1 \times 10^{-10}$



CHAPITRE 4
Electrochimie

Les Objectifs

A la fin du chapitre, l'élève doit être capable :

- ❖ D'expliquer les réactions qui ont lieu dans la cellule galvanique et le rôle du pont Salin
- ❖ De déduirele sens de l'électrode àhydrogène standard et son usage pour la mesuredes potentiels des électrodes standards.
- ❖ De calculer la force électromotrice de la cellule galvanique.
- ❖ D'écrire la représentation symbolique de la cellule galvanique.
- ❖ De mesure pratiquement les potentiels de certaines électrodes.
- ❖ De reconnaître les différents genres de cellules galvaniques.
- ❖ De proposer comment protéger le fer de la rouille et la corrosion.
- ❖ De prouver pratiquement les "2" loi de Faraday.
- ❖ De calculer la quantité de la matière précipitée en utilisant les deux lois de Faraday.
- ❖ De déterminer les résultats de l'électrolyse des sels soit en solutions, soit en fusion.
- ❖ D'écrire les réactions qui ont lieu sur les électrodes des cellules électrolytiques.
- ❖ De distinguer entre les cellules galvaniques et les cellules électrolytiques.
- ❖ De reconnaître les applications des cellules électrolytiques.
- ❖ D'interpréter les réactions qui ont lieu au cours de la corrosion des métaux, spécialement le fer.
- ❖ De savoir le rôle de l'électrochimie pour servir l'homme.
- ❖ De savoir le rôle des savants dans l'évolution de l'électrochimie.

L’électrochimie

Introduction

L’énergie électrique est considérée comme étant l’une des plus importantes formes d’énergie la plus importante et la plus saine pour l’environnement.

La science de la chimie-électrique s’intéresse à l’étude de la transformation mutuelle entre l’énergie chimique et électrique à travers les réactions d’oxydoréduction.

Les réactions d’oxydoréduction sont des réactions durant lesquelles les électrons se transmettent de l’un des réactifs de la réaction chimique vers un autre.

L’expérience suivante montre l’une des réactions d’oxydoréduction.

Expérience:

Plonge une plaque de zinc dans une solution de sulfate de cuivre “Bleu”. Comme dans la figure (4 - 1a).

Tu remarques que:

Le cuivre commence à se précipité sur la surface de la plaque de zinc.

Tandis que le zinc commence à se dissoudre dans la solution, comme dans la figure (4 - 1b).

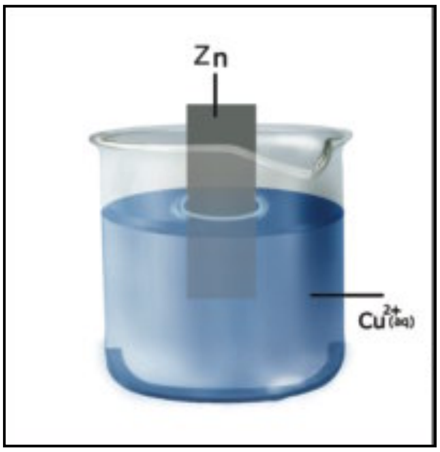


Fig. (4 - 1 A)

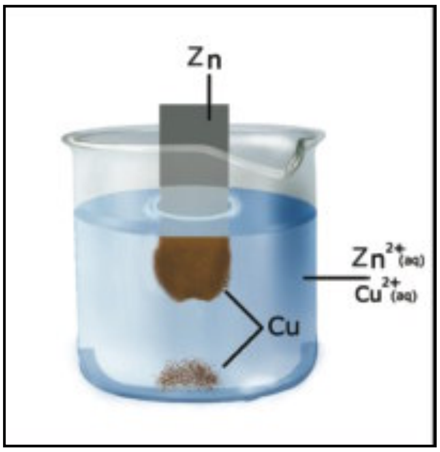


Fig. (4 - 1 B)

Si l’expérience se poursuit pour une longue durée, tu vas remarquer que la couleur bleue de la solution de sulfate de cuivre diminue et probablement devient incolore et la dissolution du zinc augmente.

La réaction d’oxydoréduction est une réaction spontanée, on peut la présenter par l’équation suivante:

Oxydation

$$Zn^{0}_{(s)} + Cu^{+2}_{(aq)} \longrightarrow Zn^{+2}_{(aq)} + Cu^{0}_{(s)}$$

Réduction

On remarque que cette réaction est formée de 2 demi-réactions:

☞ **Réaction d’oxydation :** $Zn^{0}_{(s)} \rightarrow Zn^{+2}_{(aq)} + 2\bar{e}$

Chaque atome de zinc (Zn^{0}) perd “2” électrons et se transforme en ion de zinc (Zn^{+2}), qui laisse la surface de la plaque de zinc, se dissout et se propage dans la solution.

☞ **Réaction de réduction :** $Cu^{+2}_{(aq)} + 2\bar{e} \rightarrow Cu^{0}_{(s)}$

Chaque ion de cuivre (Cu^{+2}) dans la solution,gagne “2” électrons (qui proviennent de la moitié de la cellule du zinc) et se transforme en cuivre métallique (Cu^{0}) qui se précipite sur la surface de la plaque de zinc.

Les savants ont réussi à établir un système appelé **“Cellule galvanique”**, dans lequel on sépare les constituants des deux demi-piles qu’on relie par un pont salin et permettre aux électrons de circuler dans un fil entre les deux demi-piles, ainsi on peut obtenir un courant électrique produit d’une réaction d’oxydoréduction spontanée qui a lieu dans une cellule galvanique.

Il y a un autre genre de cellules électriques dans lesquelles on utilise l’énergie électrique d’une source externe (batterie sèche) pour réaliser des réactions d’oxydoréduction (non-spontanée).

Ce genre de cellule est connu par les cellules électrolytiques ou électrolyseurs.

Premièrement : Les cellules galvaniques

C’est une sorte d’une cellule électrique qui produit un courant électrique résultant d’une réaction d’oxydoréduction spontanée. Comme exemple la cellule Daniel.Figure (4 - 2)

Cette cellule est formée d’une plaque de cuivre (électrode de cuivre) et une autre en zinc(électrode de zinc).

Chacune est immergée dans une solution d’un de ses sels, dans deux béchers séparés et les deux solutions sont reliées par un pont salin.

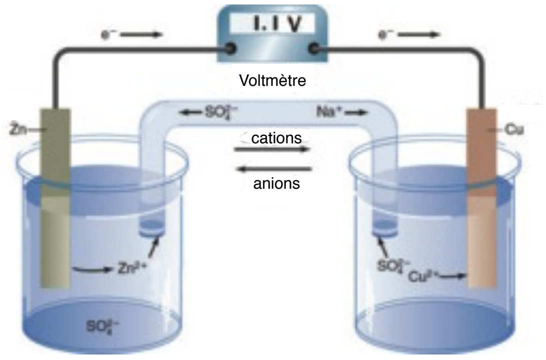


Fig. (4 - 2 A)

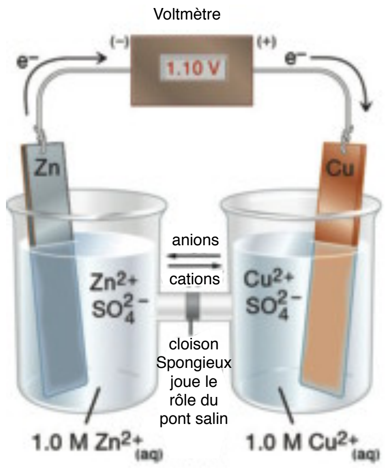


Fig. (4 - 2 B)

Chaque bêcher avec son contenus est appelé **demi-pile**.

La plaque de cuivre dans cette cellule est connue par la **"cathode"**, c'est le pôle positif de la cellule,tandis que la plaque de zinc est connue par **"l'anode"**, c'est le pôle négatif de la cellule. Quant à la solution qui se trouve dans chacune des deux demi-piles est appelées **"Electrolyte"**.

En reliant les deux électrodes de la cellule par un fil métallique conducteur, un courant électrique circule.

On peut interpréter la réaction d'oxydoréduction dans cette cellule comme suit :

a) A L'anode: $Zn^0_{(s)} \rightarrow Zn^{+2}_{(aq)} + 2\bar{e}$ (Oxydation)

b) A la cathode: $Cu^{+2}_{(aq)} + 2\bar{e} \rightarrow Cu^0_{(s)}\downarrow$ (Réduction)

Le Bilan de la réaction finale de deux demi-piles de la cellule. (Figure 4-2)

Oxydation

$$Zn^0_{(s)} + Cu^{+2}_{(aq)} \longrightarrow Zn^{+2}_{(aq)} + Cu^0_{(s)}$$

Réduction

La circulation du courant électrique entre les deux demi-piles s'arrête:

a) Quand tout le zinc métallique de la demi-pile de zinc se dissolve dans la demi-cellule de zinc.

b) Lors de la disparition des ions de cuivre qui se précipitent sous forme d'atomes de cuivre (Cu^0) dans la demi- pile de cuivre.

La cellule galvanique de deux éléments peut être représentée par une expression symbolique, comme suit :

$$Zn^{0} \mid Zn^{+2}_{(xM)} \quad \| \quad Cu^{+2}_{(xM)} \mid Cu^{0}$$

Le trait vertical singulier représente la limite entre l'électrode de l'élément et la solution électrolytique de ses ions,tandis que le trait vertical doublé représente la limite entre les deux solutions de deux demi-piles (Pont salin).

NB: Dans les différents genres de cellules électriques, l'oxydation s'opère toujours à l'anode tandis que la réduction s'opère à la cathode.

Que veut-on dire par le pont salin et **quelle est son importance** dans les cellules galvaniques ?

Le pont salin dans la cellule galvanique (comme dans la cellule Daniel) est un tube en verre étroit, ayant la forme "U", rempli d'une solution électrolytique (comme le sulfate de sodium Na_2SO_4); ses ions ne réagissent ni avec les solutions des 2 demi-piles ni avec les électrodes de la cellule galvanique.

Le pont salin relie les solutions des deux demi-piles indirectement et neutralise les ions positifs et négatifs qui se forment dans les solutions des 2 demi-piles due à la réaction d'oxydoréduction dans la demi-pile de zinc et celle de cuivre respectivement.

L'absence du pont salin dans la cellule galvanique mène à l'arrêt de la réaction d'oxydoréduction et par suite la circulation du courant électrique s'arrête entre les 2 demi-piles dans le fil électrique externe qui relie les deux demi-piles de la cellule.

La mesure des Potentiels électriques

Il n'y a pas une méthode précise et directe pour mesurer la différence de potentiel électrique absolue entre l'électrode du métal et la solution de ses ions dans la cellule galvanique.

Malgré qu'on puisse mesurer facilement la différence de potentiel entre les électrodes de la cellule galvanique, à l'aide d'une cellule galvanique formée de 2 électrodes, l'un est l'électrode de potentiel inconnu qu'on veut déterminer et l'autre de potentiel fixe et connu. Puis on mesure la force électromotrice de la cellule (Potentiel de la cellule) et donc on peut calculer le potentiel de l'électrode inconnu.

Les savants se sont mis d'accord d'utiliser l'électrode étalon à hydrogène comme électrode étalon (standard) qui sert à déterminer le potentiel normal des électrodes des autres métaux, sachant que son potentiel égal zéro.

La figure (4 - 3) démontre la composition de l'électrode étalon à hydrogène,il est formé:

D'une plaque en platine (1 cm^2) couverte d'une couche spongieuse de platine noir sur laquelle on fait passer un courant du gaz hydrogène sous pression constante de "1 atmosphère" et on la plonge dans une solution d'acide fort 1 molaire (1Mol/L).

Dans ces circonstances, l'électrode à hydrogène est appelée "Electrode standard à hydrogène (E.S.H) et son potentiel égal zéro.

Le potentiel de cet électrode change avec:

1. La variation de la concentration de l'ion d'hydrogène dans la solution.
2. La variation de la pression partielle du gaz.
3. La variation de deux ensembles (concentration et pression).

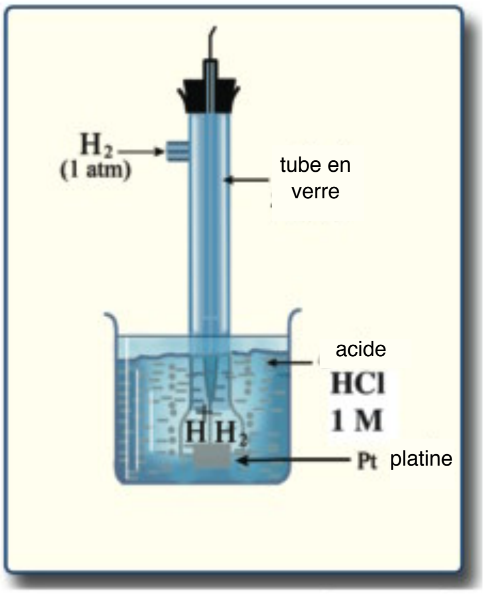


Fig. (4 - 3)
L'électrode étalon à hydrogène

Le symbole représentatif de la demi-pile standard à hydrogène est :

$$Pt - H_{2\,(1atm)} / 2H^{+}_{(1mol/L)}.$$

La Série des forces électromotrices des éléments

Les savants ont pu déterminer les potentiels étalons des électrodes (E^0) pour les demi-piles de tous les éléments métalliques et non-métalliques par rapport au potentiel standard de l'hydrogène.

En classant ces potentiels par ordre décroissant de leurs potentiels de réduction négatif et croissant de leurs potentiels de réduction positif de sorte que la plus grande valeur négative soit au début de la série et la plus grande valeur positive à la fin de la série, on obtient ainsi la série de la force électromotrice des éléments.

La série de la force électrochimique des éléments explique les faits suivants:

a) Les éléments de potentiels électriques les plus négatifs et qui se trouvent au sommet de la série, sont considérés comme agents réducteurs très forts. Ils sont des métaux

qui s'oxydent facilement ce qui veut dire qu'ils perdent leurs électrons facilement quand ils réagissent avec des ions de n'importe quel élément occupant une position inférieure dans la série de potentiel électrique.

b) Les éléments de potentiels électriques les plus positifs et qui se trouvent à la fin de la série, à leur état d'oxydation (Quand les métaux sont sous formes d'ions et les non-métaux sont à l'état élémentaire), sont des agents oxydants très forts. Exemple les molécules de fluor à l'état gazeux (F_2).Ce qui veut dire qu'ils ont un grand pouvoir de gagner des électrons quand ils réagissent avec n'importe quel élément occupant une position avancée dans la série électromotrice.

c) Les éléments avancés dans la série déplacent les éléments qui les suivent dans les solutions de leurs sels.Plus la différence d'ordre entre "2 éléments" est grande plus le pouvoir de l'élément avancé (dont le potentiel est le plus négatif ou le moins positif) à chasser l'élément reculé (dont le potentiel est le moins négatif ou le plus positif) de ses composés.

d) Tous les éléments qui précèdent l'hydrogène dans la série de potentiel électrique, substituent les ions d'hydrogène dans les solutions acides (l'hydrogène se dégage).

Exemple la réaction du fer avec l'acide chlorhydrique.

Oxydation

$$Fe^0_{(s)} + 2\,HCl_{(aq)} \longrightarrow FeCl_{2(aq)} + H_2$$

Réduction

Plus la valeur négative du potentiel augmente, plus la tendance de substituer les ions d'hydrogène augmentent.

Les éléments de potentiel positif qui suivent l'hydrogène dans la série de potentiel électrique ne peuvent pas substituer les ions d'hydrogène dans ses solutions.

Remarque :

Le potentiel standard d'une demi–pile d'un élément peut être négatif ou positif, si la réaction dans la demi–pile du zinc est une opération de réduction alors le potentiel est appelé Potentiel de réduction standard (E^0)

$$Zn^{+2} + 2\bar{e} \longrightarrow Zn^0 \qquad E^0 = -0{,}76V \quad \text{(Opération de réduction)}$$

Le potentiel de réduction (E^0) pour la demi-pile du zinc par rapport au potentiel normal de

l'hydrogène = - 0,76V. Mais son potentiel d'oxydation est de signe contraire car il représente une opération d'oxydation.

$$Zn^0 \longrightarrow Zn^{+2} + 2\bar{e} \qquad E^0 = +0,76V$$

Donc, on peut arranger les éléments dans une série de potentiel électrique d'après le potentiel d'oxydation standard par ordre décroissant de leurs potentiels positifs et croissant par rapport aux potentiels négatifs.

On peut calculer la force électromotrice de n'importe quelle cellule galvanique en utilisant le potentiel de réduction ou le potentiel d'oxydation pour les demi-piles ou des deux ensembles de sorte que le potentiel de la cellule galvanique ait toujours une valeur positive.

Le potentiel de réduction standard de la demi-pile du cuivre = + 0,34 V

Le potentiel d'oxydation standard de la demi-pile du cuivre = - 0,34 V

Le potentiel de réduction standard de la demi-pile du Zinc = - 0,76 V

Le potentiel d'oxydation standard de la demi-pile du Zinc = + 0,76 V

La force électromotrice d'une cellule galvanique = La différence des potentiels de réduction des 2 demi-piles.

F.E. M ou Ecell = 0,34 - (-0,76) = 1,1 V

La force électromotrice d'une cellule galvanique = La différence des potentiels d'oxydation des 2 demi–piles.

F.E.M ou Ecell = 0,76 - (-0,34) = 1,1V

La force électromotrice d'une cellule galvanique = La somme des potentiels d'oxydation et de réduction des 2 demi – piles

F.E.M ou Ecell = 0,76 + 0,34 =1,1V

La série des forces électromotrices

Potentiel de réduction standard (volt)	*Potentiel d'oxydation standard (volt)*	*Demi-pile (demi-cellule) (demi-réaction)*
- 3,045	3,045	$Li \underset{\text{Réduction}}{\overset{\text{Oxydation}}{\rightleftarrows}} Li^{+} + 1e^{-}$
- 2,924	2,924	$K \rightleftarrows K^{+} + 1e^{-}$
- 2,711	2,711	$Na \rightleftarrows Na^{+} + 1e^{-}$
- 2,375	2,375	$Mg \rightleftarrows Mg^{2+} + 2e^{-}$
- 1,670	1,670	$Al \rightleftarrows Al^{3+} + 3e^{-}$
- 1,029	1,029	$Mn \rightleftarrows Mn^{2+} + 2e^{-}$
- 0,762	0,762	$Zn \rightleftarrows Zn^{2+} + 2e^{-}$
- 0,740	0,740	$Cr \rightleftarrows Cr^{3+} + 3e^{-}$
- 0,557	0,557	$Cr \rightleftarrows Cr^{2+} + 2e^{-}$
- 0,410	0,410	$Cr^{2+} \rightleftarrows Cr^{3+} + 1e^{-}$
- 0,409	0,409	$Fe \rightleftarrows Fe^{2+} + 2e^{-}$
- 0,402	0,402	$Cd \rightleftarrows Cd^{2+} + 2e^{-}$
- 0,280	0,280	$Co \rightleftarrows Co^{2+} + 2e^{-}$
- 0,230	0,230	$Ni \rightleftarrows Ni^{2+} + 2e^{-}$
- 0,126	0,126	$Pb \rightleftarrows Pb^{2+} + 2e^{-}$
Zéro	Zéro	$H_2 \rightleftarrows 2H^{+} + 2e^{-}$
0,150	- 0,150	$Sn^{2+} \rightleftarrows Sn^{4+} + 2e^{-}$
0,340	- 0,340	$Cu \rightleftarrows Cu^{2+} + 2e^{-}$
0,401	- 0,401	$40H^{+} \rightleftarrows 2H_2O + O_2 + 4e^{-}$
0,800	- 0,800	$Ag \rightleftarrows Ag^{2+} + 1e^{-}$
1,200	- 1,200	$Pt \rightleftarrows Pt^{2+} + 2e^{-}$
1,420	- 1,420	$Au \rightleftarrows Au^{3+} + 3e^{-}$

Les cellules galvaniques et la production de lénergie électrique

Les cellules galvaniques sont classées selon la mode de fonctionnement pour la production de l'énergie électrique en :

1. Cellules primaires 2. Cellules secondaires

Tous sont des systèmes de production d'énergie électrique à travers des réactions d'oxydoréduction spontanées.

1. Les cellules Primaires

Ce sont des systèmes qui emmagasinent l'énergie sous forme chimique et qui peuvent la transformer en cas de besoin en énergie électrique à travers des réactions d'oxydoréductions spontanées irréversibles et le fonctionnement de ce genre de cellules s'arrête quand la matière de l'anode est consommée ou quand les ions de la demi–pile de la cathode disparaissent.

Il est difficile et peut être impossible (pratiquement et économiquement) de recharger les cellules primaires dans le but de récupérer ses constituants à l'état initial (original).

En d'autre terme, ce sont des cellules irréversibles.

Pour faciliter leurs usages et surtout dans les appareils portatifs, il faut qu'elles soient sèches et non-liquides, c'est pour cela qu'on les a appelé **Batterie sèche**, qui fournit un potentiel fixe pour une longue durée durant son usage, en plus on peut la fabriquer en petit format.

Et on va présenter deux genres de cellules primaires :

A) La cellule de mercure :

Cette cellule est fabriquée sous forme cylindrique ou sous forme d'un disque.

Elle se caractérise par son petit volume; c'est pour cela qu'on l'utilise dans les écouteurs de l'oreille, les montres et les appareils de photographies spéciaux.

- Le pôle négatif est en zinc.
- Le pôle positif est l'oxyde mercure.
- L'hydroxyde de potassium est utilisé comme électrolyte.

Et la cellule est fermée hermétiquement. Figure (4 - 4)

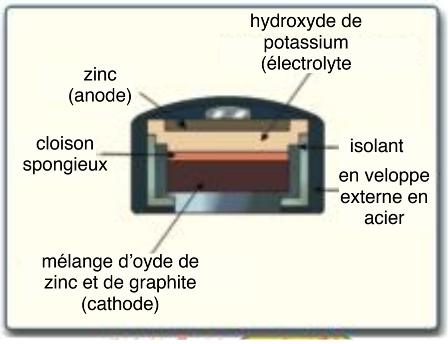


Fig (4 - 4)
La Cellule de Mercure

La réaction totale qui a lieu dans la cellule est:

Oxydation

$$Zn^0_{(s)} + HgO_{(s)} \longrightarrow ZnO_{(s)} + Hg^0_{(\ell)}$$

Réduction

Cette cellule fournit une force électromotrice “E_{cell} = 1,35 V”.

Il faut se débarrasser de cette pile après son usage avec sécurité car elle contient du mercure qui est une matière toxique.

b) Cellules à carburant:

On sait que l’hydrogène brûle avec violence dans l’air et la réaction de combustion produit de la lumière et de la chaleur.

$$2H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2H_2O_{(\ell)} + \text{Energie}$$

Les savants ont réussi à réaliser cette réaction dans des conditions contrôlées à l’intérieur de la cellule à carburant.

Ce type de cellules a un grand intérêt dans des vaisseaux spatiaux, car le carburant gazeux formé de l’hydrogène et de l’oxygène qui est utilisé pour propulser les fusées, est le même carburant utilisé dans ces cellules.

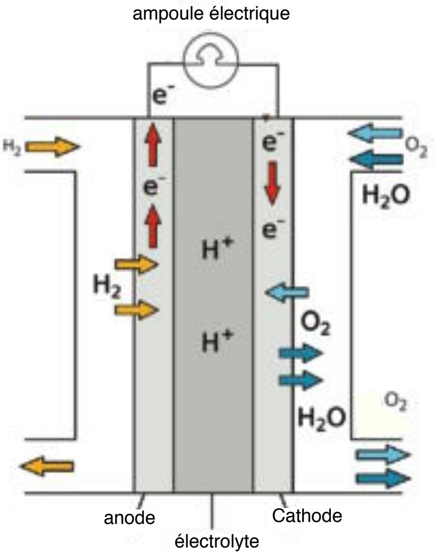


Fig (4 - 5)
Cellule à Carburant

La cellule à carburant est composé de deux électrodes, chacun à la forme d’un récipient creux tapissé d’une couche de carbone poreux et permet la communication entre la chambre interne et la solution électrolytique qui est le plus souvent la solution de l’hydroxyde de potassium aqueuse.

Les réactions qui ont lieux dans la cellule

La réaction de l’oxydation : $2H_{2(g)} + 4\,OH^-_{(aq)} \rightarrow 4H_2O_{(\ell)} + 4\bar{e}$ $\quad E^0_{Oxy} = +\,0,83V$

La réaction de réduction : $O_{2(g)} + 2H_2O_{(\ell)} + 4\bar{e} \rightarrow 4\,OH^-_{(aq)}$ $\quad E^0_{Red} = +\,0,4V$

La réaction bilan est: $2H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2H_2O_{(\ell)}$

La cellule à carburant n'est pas consommée comme le reste des cellules galvaniques car le carburant est fourni à partir d'une source externe.

Et cette cellule donne une force électromotrice “E_{cell} = 1,23V”

La cellule à carburant fonctionne à une degré de température élevée, l'eau résultant s'évapore et peut être condensé pour l'utiliser comme eau potable pour les astronautes.

Contrairement à d'autres batteries, les cellules à carburant n'emmagasinent pas l'énergie car son fonctionnement nécessite une alimentation continuelle du carburant et l'élimination continuelle des produits.

2. Les Cellules secondaires

Ce sont des cellules galvaniques caractérisées par ses réactions chimiques réversibles et emmagasinent l'énergie électrique sous forme d'énergie chimique et qui peut être transformer une autre fois en énergie électrique en cas de besoin.

On peut la recharger en faisant passer un courant électrique d'une source externe entre ses deux pôles dans le sens contraire de sa décharge.

On va étudier deux modèles des cellules secondaires:

A) Pile Acide en Plomb :

Ce genre de batterie a été évoluée, elle est devenue la plus convenable à utiliser dans les voitures (connu par : Batterie de voiture).

Cette batterie est formée le plus souvent:

*De six cellules reliées en série.Chaque cellule produit” E_{cell} = 2 V”, donc la force électromotrice de la batterie “f.e.m = 2 x 6 = 12 V”.

En cas de besoin, on peut fabriquer des batteries de grands volumes contenant plus que six cellules.

* L'anode est un réseau de plomb, rempli de plomb spongieux (Pb). Figure (4-6),

* La cathode est un réseau de plomb rempli d'une pâte de dioxyde de plomb (PbO_2).

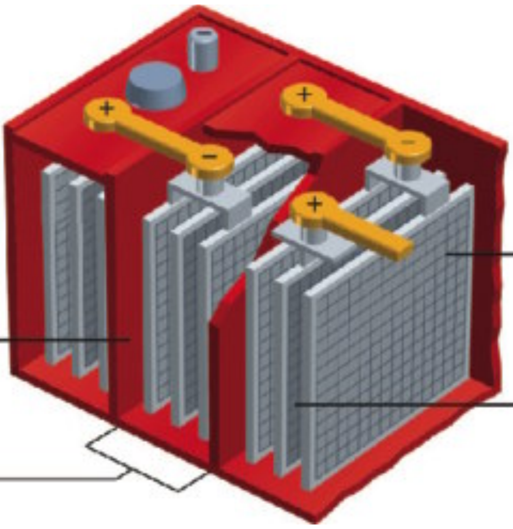


Fig. (4 - 6)

Pile Acide en Plomb (Accumulateur de Plomb)

Les plaques sont séparées les unes des autres par des plaquettes isolantes et tous sont immergés dans une solution d'acide sulfurique dilué qui joue le rôle d'un conducteur électrolytique.

Le tout est mis dans un bassin fabriqué en caoutchouc solide ou en plastique (polystyrène) qui n'est pas influencé par les acides.

Cette batterie actionne comme cellule galvanique durant son fonctionnement (déchargement) et consomme son énergie,et comme cellule électrolytique durant le rechargement.

1. La réaction de décharge

Lors du fonctionnement de la batterie les réactions suivantes ont lieu :

a) La réaction à l'anode:

$$Pb_{(s)} + SO_4^{-2}{}_{(aq)} \rightarrow PbSO_{4(s)} + 2\bar{e}. \qquad E^0 = 0{,}36V$$

b) La réaction à la cathode:

$$PbO_{(s)} + 4H^+_{(aq)} + SO_4^{-2}{}_{(aq)} + 2\bar{e} \rightarrow PbSO_{4(s)} + 2H_2O_{(\ell)}. \qquad E^0 = 1{,}69V$$

La pile fonctionne comme une cellule galvanique et durant sa décharge, la réaction bilan (complète) de l'accumulateur sera : Décharge

$$Pb_{(s)} + PbO_{(s)} + 4H^+_{(aq)} + 2\,SO_4^{-2}{}_{(aq)} \xrightarrow{\text{Décharge}} 2PbSO_{4(s)} + 2H_2O_{(\ell)}. \qquad E^0 = 2{,}05V$$

Exercice : Calculer la force électromotrice de cette batterie

On peut savoir l'état de la batterie en mesurant la densité de la solution de l'acide par un hydromètre (Mesure de la densité des liquides).

Quand la batterie est complètement chargée, la densité de l'acide varie de 1,28 à 1,3 g/cm^3.

Et si la densité de l'acide est inférieure à 1,2 g/cm^3, la batterie doit être rechargé pour augmenter la concentration de l'acide.

2. La réaction de la charge

L'usage de la batterie pour une longue durée,mène à:

1. La diminution de la concentration de l'acide sulfurique due à l'augmentation de la quantité d'eau produite de la réaction.
2. La transformation des matières de la cathode (PbO_2) et l'anode (Pb) en sulfate de plomb (II).

Ce qui cause la diminution de la quantité du courant électrique produite, ainsi la batterie a besoin d'être rechargée, en reliant les deux pôles de la batterie à une source de courant électrique continue de potentiel légèrement supérieure à celui de la batterie.

Une réaction inverse à la réaction spontanée aura lieu, le sulfate de plomb (II) se transforme en plomb à l'anode et en dioxyde de plomb à la cathode et l'acide reprend sa concentration initiale.

$$2PbSO_{4(S)} + 2H_2O_{(\ell)} \xrightarrow{\text{La charge}} Pb_{(S)} + PbO_{2(S)} + 4H^+_{(aq)} + 2\,SO_4{}^{-2}{}_{(aq)}.$$

(A l'anode) (A la cathode)

Durant la charge, la batterie fonctionne comme étant une cellule électrolytique car une réaction chimique non-spontanée a eu lieu durant le passage du courant électrique.

Ce qui veut dire que l'énergie électrique de la source externe est emmagasinée sous forme d'énergie chimique.

C'est pourquoi,les cellules secondaires (accumulateur) ont été considérées comme batterie pour emmagasiner l'énergie.

Dans la voiture, la dynamo est utilisée continuellement pour recharger au fur et à mesure la batterie.

B) Batterie de l'ion de lithium:

La batterie de l'ion de lithium sèche est considérée comme une des batteries rechargeables et elle est utilisée dans les cellulaires portables et les ordinateurs portables.

De même, elle est utilisée dans les voitures modernes à la place de l'accumulateur en plomb car elle est plus légère et elle a un grand pouvoir de stocker des grandes quantités d'énergie par rapport à son volume.

Le lithium est utilisé dans sa composition pour deux raisons:

1. Il est le métal connu le plus léger.
2. Son potentiel de réduction standard est le plus petit par rapport aux autres éléments. (- 3,04 V)

L'enveloppe métallique de la batterie renferme trois lamelles enroulées en spirale, elles sont:

1. **L'électrode positive (la cathode):** Formée de l'oxyde de lithium cobalt ($LiCoO_2$).
2. **L'électrode négative (l'anode):** Formée de graphite de lithium (LiC_6).
3. **L'isolant:** Formé d'une plaquette très mince en plastique qui isole l'électrode positive de l'électrode négative mais permet le passage des ions.

Les trois lamelles sont immergées dans un électrolyte anhydre de hexa fluoro phosphore de lithium ($LiPF_6$).

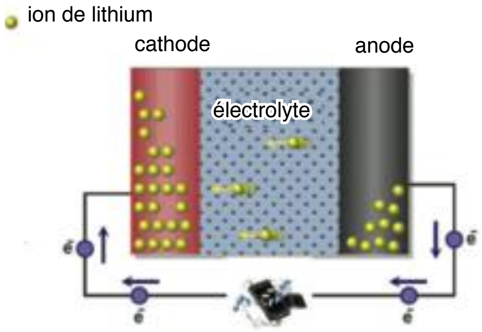


Fig (4 - 7 A)
L'opération de décharge

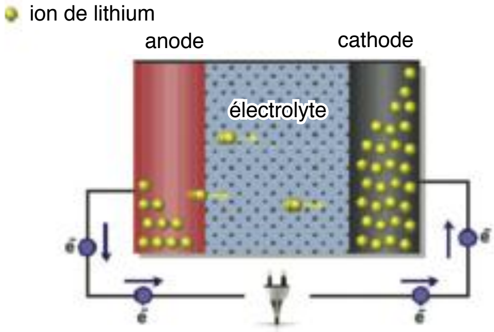


Fig (4 - 7 B)
L'opération de la Charge

Fig (4 - 7) La Batterie de l'ion de lithium

Les réactions ayant lieu lors du fonctionnement de la batterie:

a) La réaction à l'anode: $LiC_{6(S)} \rightarrow C_{6(S)} + Li^{+}_{(aq)} + \bar{e}$.

b) La réaction à la cathode: $CoO_{2(S)} + Li^{+}_{(aq)} + \bar{e} \rightarrow LiCoO_{2(S)}$.

La réaction bilan: $LiC_{6(S)} + CoO_{2(S)} \underset{\text{charge}}{\overset{\text{Décharge}}{\rightleftharpoons}} C_{6(S)} + LiCoO_{2(S)}$.

La force électromotrice de cette cellule "E_{cell}" = 3 V.

La corrosion des métaux

La corrosion des métaux cause des pertes économiques importantes entrainant la détérioration des constructions métalliques, spécialement ceux qui sont en fer.

La perte annuelle du fer en raison de la corrosion est d'environ le quart de la production mondiale du métal. Delà, on s'est intéressé d'étudier ce phénomène pour essayer de le surmonter.

L'opération de corrosion chimique des métaux par l'action du milieu ambiant est connu par la rouille.

Le mécanisme de la corrosion:

Dans la plupart des cas, la corrosion des métaux est difficile, même le fer se rouille difficilement, s'il est très pure. Mais la plupart des métaux industriels renferme des différentes impuretés qui activent l'opération de la corrosion.

Autrement dit, le contact d'un métal moins actif avec un autre métal plus actif cause l'augmentation de la corrosion du métal le plus actif dans ce milieu.

Ainsi on peut conclure que la corrosion des métaux a lieu dû à la formation des cellules galvaniques dont l'anode est le métal érodée et la cathode est le métal le moins actif ou le carbone qui se trouve sous forme d'impuretés et ceci cause la corrosion de l'acier.

On peut interpréter la corrosion du fer et l'acier comme suit:

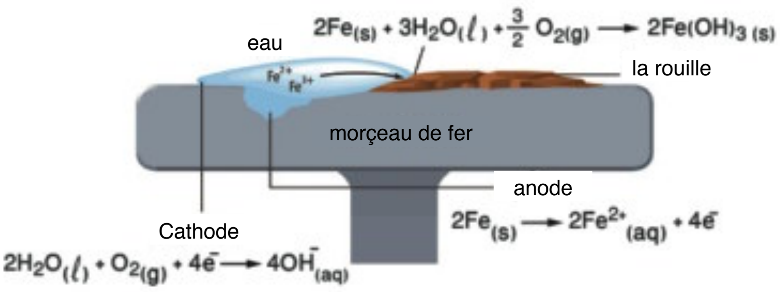


Fig (4 - 8)

Le Mécanisme de la Rouille du fer et de l'acier

Lorsqu'un morceau de fer est exposé à la fissuration ou à la rupture, il forme une cellule galvanique avec l'eau dans laquelle certains ions sont dissous et qui joue le rôle de la solution électrolytique; et le morceau de fer constitue l'anode.

L'oxydation à lieu suivant la réaction suivante:

$2Fe_{(s)} \rightarrow 2Fe^{2+}_{(aq)} + 4\ \bar{e}$.

Les ions de Fe^{2+} deviennent une partie de la solution électrolytique et les électrons sont transférés à travers le morceau de fer vers la cathode constituée des impuretés de carbone se trouvant dans le fer.

Autrement dit, le morceau de fer joue le rôle de l'anode et du circuit externe.

A la cathode:

L'oxygène de l'air est réduit en groupe hydroxyde (OH^-)

$$2\ H_2O_{(\ell)} + O_{2(g)} + 4\ \bar{e} \rightarrow 4\ OH^-_{(aq)}.$$

Les ions de fer(Fe^{2+}) s'unissent avec les ions d'hydroxyde OH-formant l'hydroxyde de fer II.

$$2Fe^{2+}_{(aq)} + 4\ OH^-_{(aq)} \rightarrow 2\ Fe(OH)_{2(s)}.$$

L'hydroxyde de fer II est oxydé par l'intermédiaire de l'oxygène dissout dans l'eau en hydroxyde de fer III.

$$2\ Fe(OH)_{2(s)} + \tfrac{1}{2}\ O_{2(g)} + H_2O_{(\ell)} \rightarrow 2\ Fe(OH)_{3(s)}.$$

Par addition des équations précédentes, on obtient l'équation bilan de la réaction de la cellule de corrosion de fer.

$$2\ Fe_{(s)} + 3\ H_2O_{(\ell)} + {}^{3}/_{2}\ O_{2(g)} \rightarrow 2\ Fe(OH)_{3(s)}.$$

La rouille est une opération lente car l'eau renferme des quantités limitées d'ions et la rouille est accélérée si l'eau renferme des quantités plus grandes d'ions comme le cas de l'eau de mer.

Les facteurs qui causent la corrosion des métaux:

On peut diviser les facteurs qui causent la corrosion des métaux en deux catégories:

1. Les facteurs qui correspondent au métal même.
2. Les facteurs qui correspondent au milieu ambiant.

(1) Les facteurs qui correspondent au métal même.

a) L'hétérogénéité des alliages:

Le plus souvent, les métaux utilisés dans l'industrie sont sous forme d'alliages et il est très difficile de préparer les alliages sous forme de structure homogène; ainsi on obtient un nombre indéfini de cellules locales qui causent la corrosion du métal le plus actif.

b) L'interconnexion des métaux:

A la position d'inter-soudure des métaux ou lors de l'utilisation de rivets d'un métal différent, il se forme des cellules galvaniques locales causant la corrosion du métal le plus actif. Quand l'aluminium et le cuivre sont en contact; l'aluminium est érodé le premier et dans le cas du contact du fer et du cuivre; le fer est érodé le premier .

(2) Les facteurs externes qui correspondent au milieu ambiant.

L'eau, l'oxygène et les sels sont considérés comme des facteurs externes qui affectent essentiellement dans le processus de corrosion des métaux.

La protection du fer de la rouille:

La préservation et la protection des métaux de la rouille en particulier le fer est la base de la sauvegarde de l'économie mondiale.

Quelques moyens pour protéger le fer de la rouille:

Recouvrir le fer par une autre matière pour l'isoler du milieu ambiant, cela a lieu par deux méthodes:

(1) La peinte avec des matières organiques comme l'huile, le vernis ou elsalakon, c'est une méthode inefficace sur le long terme.

(2) La recouverte par des métaux résistants à la corrosion comme l'opération de la galvanisation de l'acier en plongeant l'acier dans le zinc en fusion.

De même, le magnésium est utilisé dans la protection de l'acier utilisé dans la fabrication des bateaux; et l'étain est utilisé dans la protection du fer utilisé dans l'industrie des boîtes métalliques alimentaires.

A) La protection cathodique (l'enveloppe cathodique):

Si le métal préventif est moins actif (comme l'étain) que le métal initial (comme le fer), il se forme une cellule galvanique de sorte que le fer qui est le métal le plus actif, actionne comme anode tandis que l'étain qui est le métal le moins actif, actionne comme cathode ainsi le fer est érodé. C'est pour cela si le fer étamé est griffé, il se rouille plus rapidement que le fer.

B) La protection anodique (l'enveloppe anodique):

Recouvrir le métal par un autre plus actif comme le fer galvanisé par le zinc (galvanisation du fer).Puisque le zinc précède le fer dans la série des forces électromotrices;lorsqu'il se forme une cellule galvanique, le zinc devient anode et il est complètement érodé avant que le fer commence la corrosion qui dure longtemps car la corrosion du fer débute de sa surface.

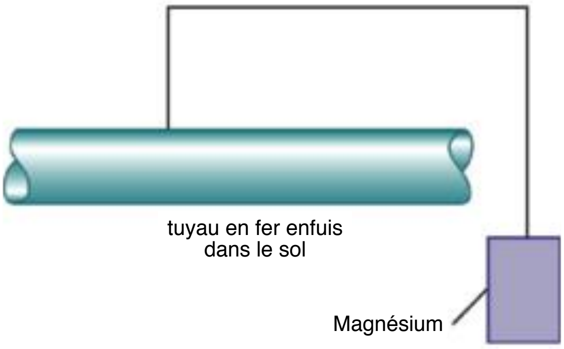


Fig (4 - 9)
Le Pôle victime

Les squelettes des bateaux qui sont en contact avec l'eau salée et les tuyaux en fer enfouis dans le sol humide,sont les plus exposés à la corrosion. Pour les protéger, ils sont reliés au pôle négatif d'une source de courant électrique formant la cathode tandis que le pôle positif est relié à un autre métal plus actif que le fer comme le magnésium qui joue le rôle de l'anode et qui est érodé à la place du fer ainsi le magnésium est nommé le pôle victime.

Deuxièmement : Les cellules électrolytiques

Les cellules électrolytiques sont des cellules électriques dans lesquelles on utilise l'énergie d'une source externe pour réaliser une réaction d'oxydoréduction non-spontanée. C'est un récipient (figure 4 – 10) contenant un électrolyte (solution d'un sel, d'une base, d'un acide ou un sel en fusion) dans laquelle est immergée deux électrodes d'une même matière (comme le carbone ou le platine) ou de deux matières différentes (comme le carbone, le platine, le cuivre, le zinc ou d'autres).

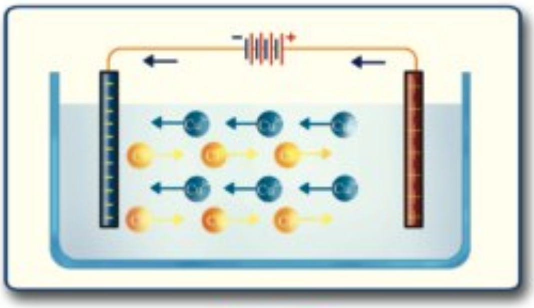


Fig (4 - 10)
L'électrolyse de la Solution de chlorure de cuivreII

L’un des deux électrodes est relié au pôle positif de la batterie pour être positivement chargé, c’est l’anode ou à lieu les réactions de d’oxydation.

L’autre électrode est relié au pôle négatif de la batterie pour être négativement chargé, c’est la cathode ou à lieu les réactions de réduction.

Les électrolytes utilisés dans ces cellules diffèrent des conducteurs électroniques (métaux).

Il y a 2 genres d’électrolytes liquides :

1. Les solutions des acides, bases et sels
2. Les sels en fusion

En reliant les deux électrodes de sorte que la cellule soit soumise à un potentiel légèrement supérieur au potentiel réversible de la cellule, un courant électrique circule dans la cellule électrolytique, les ions positifs de la solution électrolytique se dirigent vers le pôle négatif (la cathode) et se neutralisent en gagnant des électrons (réduction).Tandis que les ions négatifs de la solution électrolytique se dirigent vers le pôle positif (l’anode) et neutralisent en perdant des électrons (oxydation).

Si la solution électrolytique dans cette cellule est la solution de chlorure de cuivre ($CuC\ell_2$), alors les réactions d’oxydoréduction suivantes auront lieu :

a) La réaction d’oxydation à l’anode qui est le pôle positif

$$2C\ell^-_{(aq)} \xrightarrow{\text{Oxydation}} C\ell_{2(g)} + 2\,\bar{e} \qquad E^0 = -\,1{,}36\ V$$

b) La réaction de réduction à la cathode qui est le pôle négatif

$$Cu^{2+}_{(aq)} + 2\,\bar{e} \xrightarrow{\text{Réduction}} Cu^0_{(s)} \qquad E^0 = +\,0{,}34\ V$$

La réaction totale de la cellule est la somme des réactions de l’anode et de la cathode:

Oxydation

$$2C\ell^-_{(aq)} + Cu^{2+}_{(aq)} \longrightarrow C\ell_{2(g)} + Cu^0_{(s)}$$

Réduction

Le potentiel de la cellule = La somme des potentiels de réduction et d’oxydation des 2 demi-piles

$$FEM = -1{,}36 + 0{,}34 = -1{,}02\ V$$

Ici, le signe négatif du potentiel de la cellule signifie que la réaction totale de la cellule est non-spontanée si elle était dans une cellule galvanique, mais elle a lieu dans une cellule électrolytique en utilisant l'énergie électrique d'une source externe.

Cette opération durant laquelle, on sépare les constituants de la solution électrolytique (Ex : Le dégagement du chlore et la précipitation du cuivre) est appelée **électrolyse**.

L'électrolyse: C'est l'analyse chimique d'un électrolyte (en fusion ou en solution) sous l'action du passage du courant électrique.

Les lois de Faraday pour l'électrolysc

De ce qui précède, on peut utiliser le phénomène du passage du courant électrique dans les solutions électrolytiques, la neutralisation et la libération des ions de ces solutions peuvent être utilisé dans plusieurs applications industrielles ainsi qu'au laboratoire. Le principe scientifique de toutes ces opérations a été découvert par Faraday qui trouva la relation entre la quantité d'électricité qui traverse la solution et la masse de la matière libérée sur les électrodes.

Ces relations sont connues sous le nom de loi de Faraday

1ère loi de faraday

La Quantité de la matière formée ou consommée à n'importe quelle électrode, soit gazeuse soit solide, est directement proportionnelle à la quantité d'électricité traversant l'électrolyte soit en solution soit en fusion.

La 1ère loi de Faraday peut être vérifiée:

En faisant passer différentes quantités d'électricité dans une même electrolyte et on calcul la proportion des masses déposées sur la cathode ou dissoutes dans l'anode, puis on les compare aux quantités d'électricité qui ont traversé la solution.

2ème loi de faraday

Les Quantités des différentes matières formées ou consommées lors du passage d'une même quantité d'électricité dans des électrolytes reliés en série sont proportionnelles à leurs masses équivalentes.

La relation mathématique qui illustre la **2ème loi de Faraday :**

$$\frac{\text{Masse du premier élément}}{\text{Masse du deuxième élément}} = \frac{\text{La masse équivalente du premier élément}}{\text{La masse équivalente du deuxième élément}}$$

La masse équivalente grammique (l'équivalent gramme):

C'est la masse de la matière qui a le pouvoir de perdre ou de gagner une mole d'électrons au cours de la réaction chimique.

$$\text{L'équivalent gramme} = \frac{\text{La masse atomique grammique}}{\text{Nombre de charges de l'ion de l'élèment (Z)}}$$

On peut vérifier la 2ème loi de Faraday:

En faisant passer une même quantité d'électricité dans une série de solutions comme le sulfate de cuivre (II), le nitrate d'argent et le chlorure d'aluminium. Figure (4 - 11)

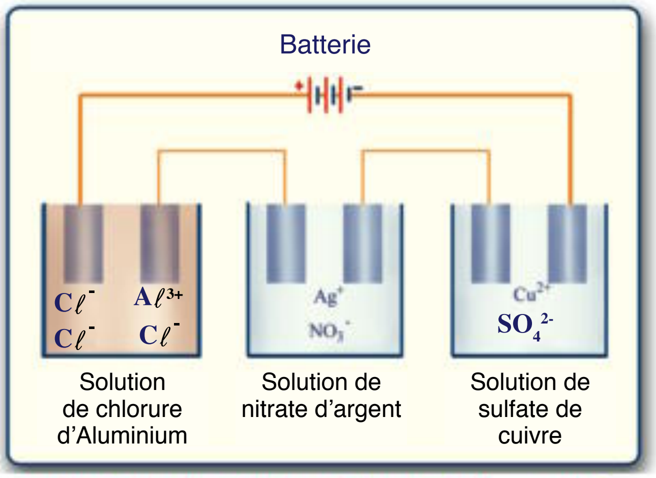


Fig (4 - 11)
L'électrolyse d'une série de solutions électrolytiques

On constate que les masses des matières déposées sur les cathodes des électrolyseurs qui sont respectivement le cuivre, l'argent et l'aluminium, sont proportionnelles à leurs masses équivalentes.

Cu		*Ag*		*Al*
31,75	:	*107,88*	:	*99*

{La quantité d'électricité en coulomb qui circule, est égale au produit de l'intensité du courant utilisée en ampère par le temps nécessaire en seconde.}

Quantité du courant (Coulomb) = Intensité du courant (Ampère) x Temps en Seconde

1 C = 1 A x 1 S

L'ampère et le Faraday

L'unité de l'intensité du courant est l'ampère .

Faraday: lors du passage d'une Quantité d'electricité de 1 coulome (1C) dans une solution contenant des ions d'argent, il se précipite 1.118 mg d'argent (0.001118 g)

En passant une quantité d'electricité $\xrightarrow[\text{}]{\text{solution de } AgNo_3}$ 0.001118 g se précipite

dons une solution de nitrate d'argent

En passant un faraday dans $\longrightarrow$ $\frac{107.88}{1}$ masse équivalente

la solution

$$F = \frac{1 \times 107.88}{0.001118} = 96500 \text{ C}$$

De ce qui précède, on constate que la précipitation ou la dissolution d'un équivalent gramme nécessite 96500 coulomb, cette même quantité d'électricité est nécessaire pour précipiter ou dissoudre l'équivalent gramme de n'importe quel élément suivant la deuxième loi de Faraday.

Cette quantité d'électricité fut nommée le Faraday (F) qui est égal environ 96500 C.

$$1 \text{ Faraday (F)} \approx 96500 \text{ Coulomb}$$

La loi générale de l'électrolyse

En faisant passer une quantité d'électricité égale à "1 Faraday" (1 F = 96500C) à travers un électrolyte, il se dépose ou se dissout ou se libère l'équivalent gramme de cette matière sur l'une des électrodes.

$\because$ La masse molaire atomique d'un élément est égale au produit de son équivalent gramme par le nombre de charges de ses ions ou par le nombre de charges des ions $\therefore$ le nombre d'unités de Faraday nécessaire pour précipiter g/atom d'une matière, est égale au produit du Faraday par la charge de l'ion (Z).

Ainsi, la quantité d'électricité nécessaire pour précipiter g/atom d'argent dans la réaction:

$Ag^{+}_{(aq)} + \bar{e} \rightarrow Ag^{0}_{(s)}$ égale (1F).

La quantité d'électricité nécessaire pour précipiter g/atom de cuivre dans la réaction:

$Cu^{2+}_{(aq)} + 2\,\bar{e} \rightarrow Cu^{0}_{(s)}$ égale (2F).

Généralement, la masse de la matière déposée est calculée par la relation suivante:

La masse de la matière déposée (en gramme) =

$$\frac{\text{Intensité de courant (A)} \times \text{Temps (S)} \times \text{Equivalent gramme de la matière déposée}}{96500}$$

Exemple "1" :

Calculer la masse d'or et celle de chlore résultant du passage de 10000 Coulombs dans une solution aqueuse de chlorure d'or (III),sachant que les réactions suivantes se

produisent sur les deux électrodes:

$Au^{+3}_{(aq)} + 3\,\bar{e} \rightarrow Au^{0}_{(s)}$

$2Cl^{-}_{(aq)} \rightarrow Cl_{2(g)} + 2\,\bar{e}$

Solution :

Masse équivalente de l'or = $\frac{\text{Masse atomique}}{\text{Valence}} = \frac{196,98}{3} = 65,6631$ g

Masse équivalente du chlore = $\frac{35,45}{1} = 35,45$ g

∴ La masse de l'or déposée = $\frac{\text{Quantité d'électricité (C) x Masse équivalente de l'or}}{\text{96500 C}}$

$= \frac{10000 \times 65,66}{96500} = 6,8$ g

De même, la masse du chlore dégagée = $\frac{10000 \times 35,45}{96500} = 3,67$ g

Exemple "2" :

Calculer en coulombs, la quantité d'électricité nécessaire pour déposer 5,6g de fer à partir d'une solution de chlorure de fer (III), sachant que la réaction de la cathode est la suivante :

$Fe^{+3}_{(aq)} + 3\,\bar{e} \rightarrow Fe^{0}_{(s)}$ (Fer = 55,86)

Solution :

Masse équivalente du fer = $\frac{\text{Masse atomique}}{\text{nombre de charge}} = \frac{55,86}{3} = 18,62$ g

Ce qui veut dire que : * La précipitation de 18,62 g de fer a besoin de 96500 C

* La précipitation de 5,6 g de fer a besoin de "x C".

Quantité d'électricité (C) = $\frac{\text{Masse de la matière précipitée x 96500}}{\text{Masse équivalente de matière précipitée}}$

$= \frac{5,6 \times 96500}{18,62} = 29022,5$ C.

Applications de l'électrolyse

1. La Galvanoplastie

C'est une opération qui permet de recouvrir la surface d'un métal par une couche mince et adhérente d'un certain métal (Chrome, or ou argent), afin de lui donner un bon aspect brillant ou pour le protéger de la corrosion.

Exemple:

1. Dans les voitures, certaines parties fabriquées en acier sont galvanisées par une couche de chrome pour les protéger de la corrosion et leurs donner une forme bien faite.
2. Pour les instruments sanitaires (Hygiéniques),comme les robinets, les mixeurs sont galvanisés par le chrome ou l'or.
3. Pour augmenter la valeur de certains métaux moins cher, ils sont galvanisés par le chrome, l'or ou l'argent.

Pour recouvrir un récipient par une couche d'argent ?

1. Le récipient doit être bien nettoyé, puis on le plonge dans une solution électrolytique contenant des ions d'argent (comme le nitrate d'argent).
2. On met dans la solution électrolytique une barre métallique en argent.
3. On relie le récipient au pôle négatif de la batterie qui devient cathode et on relie la barre en argent au pôle positif qui devient anode. Figure (4 - 12)

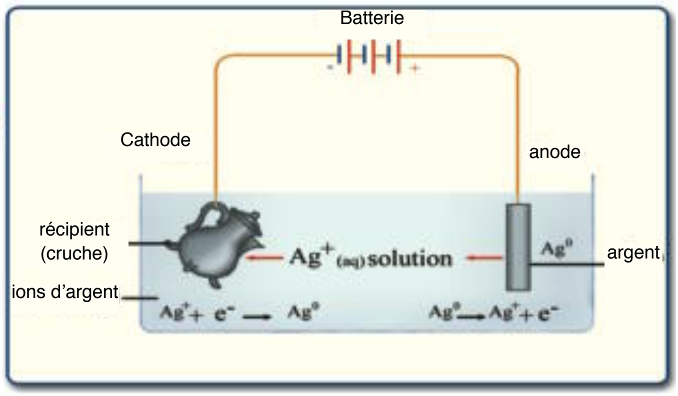


Fig (4 - 12) La Galvanoplastie

2. Extraction de l'aluminium du Bauxite

L'aluminium est extrait par électrolyse de la bauxite (Al_2O_3) dissout dans la cryolite fondu (Na_3AlF_6) qui contient une petite quantité de fluorure de calcium {fluorospar} (CaF_2) pour diminuer le point de fusion du mélange de 2045°C à 950°C.

Récemment, on utilise un mélange des sels de fluorures d'aluminium, de sodium et de calcium à la place de la cryolite car ce mélange donne avec la bauxite un mélange fondu caractérisé par la diminution de son point de fusion et la diminution de sa densité par rapport au mélange en fusion avec la cryolite.

La diminution de la densité du mélange fondu facilite la séparation de l'aluminium fondu et qui se précipite au fond de la cellule électrolytique.

La figure (4 - 13) représente un diagramme de la cellule électrolytique utilisée

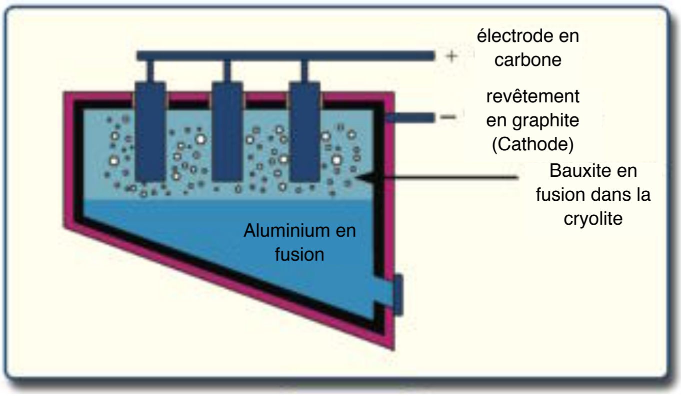


Fig (4 - 13)
La Cellule électrolytique de la Bauxite

Dans cette cellule,la cathode est le corps du récipient de la cellule, elle est fabriquée en fer tapissé d'une couche de carbone (graphite) tandis que l'anode est formée de cylindres en carbone (graphite).

Durant le passage du courant électrique entre les deux pôles de la cellule, il s'accomplit une réaction d'oxydoréduction:

A la cathode: $2Al^{3+}_{(aq)} + 6\bar{e} \xrightarrow{\text{Réduction}} 2Al_{(s)}$

A l'anode: $3O^{2-}_{(aq)} \xrightarrow{\text{Oxydation}} \frac{3}{2} O_{2(g)} + 6\bar{e}$

La reaction totale: $2Al^{3+}_{(aq)} + 3O^{2-}_{(aq)} \longrightarrow 2Al_{(s)} + \frac{3}{2} O_{2(g)}$.

L'oxygène dégagé, réagit avec les électrodes en carbone formant les gaz:

monoxyde et dioxyde de carbone. $3O_{2(g)} + 4C_{(s)} \rightarrow 2CO_{(g)} + 2CO_{2(g)}$

Pour cela il faut les changer continuellement car ils s'usent. L'aluminium sort d'une ouverture spéciale

3. Affinage des métaux

Le degré de pureté de certains métaux préparés industriellement est inférieur à celui demandé dans certaines applications, ce qui diminue leur efficacité.

Par exemple, le cuivre à 99% de pureté contient des impuretés de fer, de zinc,d'or et d'argent, ce qui diminue sa conductibilité pour le passage du courant électrique et de sa qualité.

Ainsi, on utilise l'électrolyse pour l'épuration du cuivre utilisé dans l'industrie des fils électriques.

L'anode (Pôle positif) de la cellule électrolytique est le cuivre (Cu^0) impur.

La cathode (Pôle négatif) est un fil ou une lamelle de cuivre pure.

La solution électrolyte est la solution hydratée de sulfate de cuivre dont les molécules se dissocient dans l'eau en ions de cuivre (Cu^{2+}) et de sulfate (SO_4^{2-}).

$CuSO_{4(aq)} \rightarrow Cu^{2+}_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)}$

Durant le passage du courant électrique de la batterie externe dont le potentiel est un peu plus élevé que le potentiel standard de la demi-pile de la cellule de cuivre, les ions se dirigent vers les pôles de charges contraires.

A l'anode, le cuivre se dissout (s'oxyde) et se transforme en ion cuivre Cu^{2+} qui se diffuse dans la solution. $Cu_{(s)} \rightarrow Cu^{2+}_{(aq)} + 2\,\bar{e}$.

Puis les ions se précipitent une autre fois sous forme de cuivre pur sur la cathode.

$Cu^{2+}_{(aq)} + 2\,\bar{e} \rightarrow Cu_{(s)}$.

Tandis que les impuretés qui se trouve dans la matière de l'anode:

1- Certaines se dissolvent (s'oxydent) dans la solution comme le fer et le zinc, mais elles ne se précipitent pas sur la cathode parce qu'elles sont plus difficiles à être réduire par rapport aux ions de cuivre.

$$Zn_{(s)} \longrightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + 2\,\bar{e}.$$

$$Fe_{(s)} \longrightarrow Fe^{2+}_{(aq)} + 2\,\bar{e}.$$

2- Les autres impuretés comme l'or et l'argent s'ils existent, ne s'oxydent pas (ne se dissolvent pas) au potentiel d'oxydation de cuivre et se déposent dans la cuve de la cellule sous l'anode et on les sépare régulièrement.

Le taux de pureté du cuivre atteinte par cette méthode est de 99,95%. En plus, on peut séparer certains métaux précieux des minerais du cuivre comme le montre la figure (4 - 14).

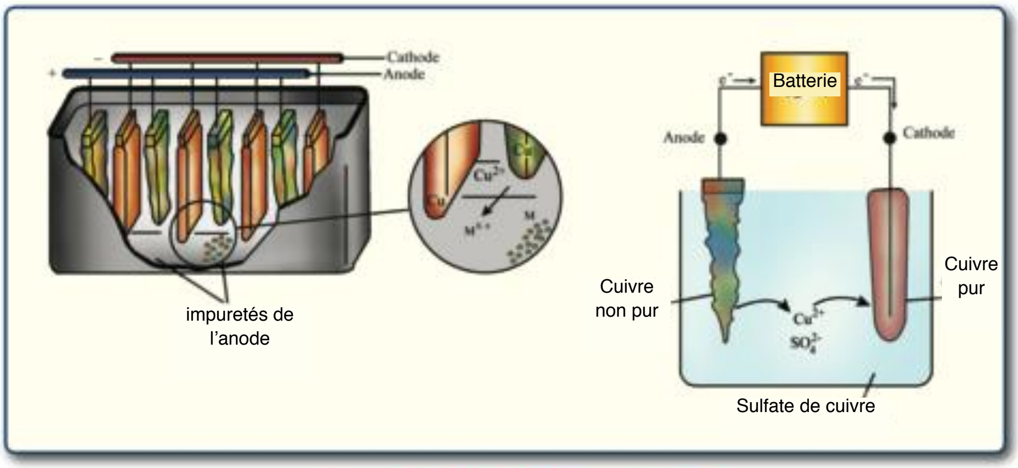


Fig (4 - 14)
L'Affinage électrIque de cuivre

Evaluation

Choisir la bonne réponse:

1ère question

1. Les matières qui conduisent le courant par le mouvement de leurs ions, sont des conducteurs. (Métallique – électrolytique – électronique)
2. Les systèmes qui transforment l'énergie chimique en énergie électrique due à une réaction d'oxydoréduction spontanée, sont des …………………

   (Cellules électrolytiques – cellules galvaniques – cellules solaires)
3. Le pôle ou se passe la réduction dans les cellules galvaniques, est ……………(Le pôle positif – L'anode – La cathode)
4. Le pôle ou se passe l'oxydation dans les cellules électrolytiques est …………

   (Pôle négatif – Anode – Cathode)
5. Les particules matérielles en mouvement dans la solution ou dans la matière en fusion et riche en électrons sont des ……………

   (Ions positifs – Ions négatifs – Molécules)
6. La valeur du potentiel de l'électrode étalon à hydrogène est ………………

   (Zéro – positif – négatif)
7. Lors du passage d'une quantité d'électricité dans des cellules électrolytiques reliées en série, la masse des éléments formés aux électrodes est proportionnelle ………………………

   (à sa Masse atomique – à son nombre atomique – à sa masse équivalente)
8. Si les valeurs du potentiel de la réduction standard du zinc et du nickel sont respectivement"- 0,76V" et "- 0,23V".Donc F.E.M de la cellule est ……………V.
   (0,99 – 0,76 – 0,53)

2ème question

1. Calculer la quantité d'électricité en Faraday nécessaire pour déposer une mole d'aluminium lors de l'électrolyse de $A\ell_2O_3$ en fusion. (Al = 27)

2. Calculer la masse du calcium déposée à la cathode due au passage d'une quantité d'électricité=98650 Coulombs dans le chlorure de calcium en fusion. (Ca = 40)

3. Ecris l'expression symbolique d'une cellule galvanique formée de l'électrode Sn^{+2}/Sn et l'électrode Ag^{+}/Ag.Puis Calculer sa F.E.M sachant que les potentiels de réduction standard de l'étain et de l'argent sont respectivement "- 0,147 V" et "0,8V".

3ème question

Commenter les phrases suivantes:

1. Les cellules de carburant sont très importantes pour les vaisseaux spatiaux.
2. On préfère les batteries de l'ion de lithium que les batteries de l'accumulateur en plomb.

4ème question

Ecris les réactions qui ont lieu dans :

1. Les cellules de carburant.
2. l'accumulateur à plomb (charge et décharge).
3. La cellule de mercure.
4. La batterie de l'ion de lithium.

5ème question

Citer les étapes nécessaires pour recouvrir une cuillère en cuivre d'une couche mince d'argent et écrire les réactions qui ont lieu à l'anode et à la cathode.

6ème question

Comment peut–on obtenir l'aluminium à partir de la bauxite ?

7ème question

Le cuivre pur 99% renferme un taux d'impuretés.

Comment peut–on le purifier de ses impuretés pour obtenir le cuivre de pureté 99,95% ?

8ème question

Ecrire l'expression symbolique de la cellule galvanique suivante:

$$Ni^{2+}_{(aq)} + Fe_{(s)} \longrightarrow Ni_{(s)} + Fe^{2+}_{(aq)}.$$

Puis déterminer :

a) La cathode et l'anode.

b) Sens du courant électrique.

9ème question

Calculer le temps nécessaire en minutes pour:

a) Produire 10500 coulombs d'un courant de 25 ampères d'intensité.

b) Déposer 21,5 g d'argent d'une solution de nitrate d'argent durant le passage d'un courant d'intensité 10 ampères.

10ème question

Calculer la quantité d'électricité en Faraday nécessaire pour déposer 10g d'argent sur la surface d'une fourchette durant l'électrolyse. (Ag = 108)

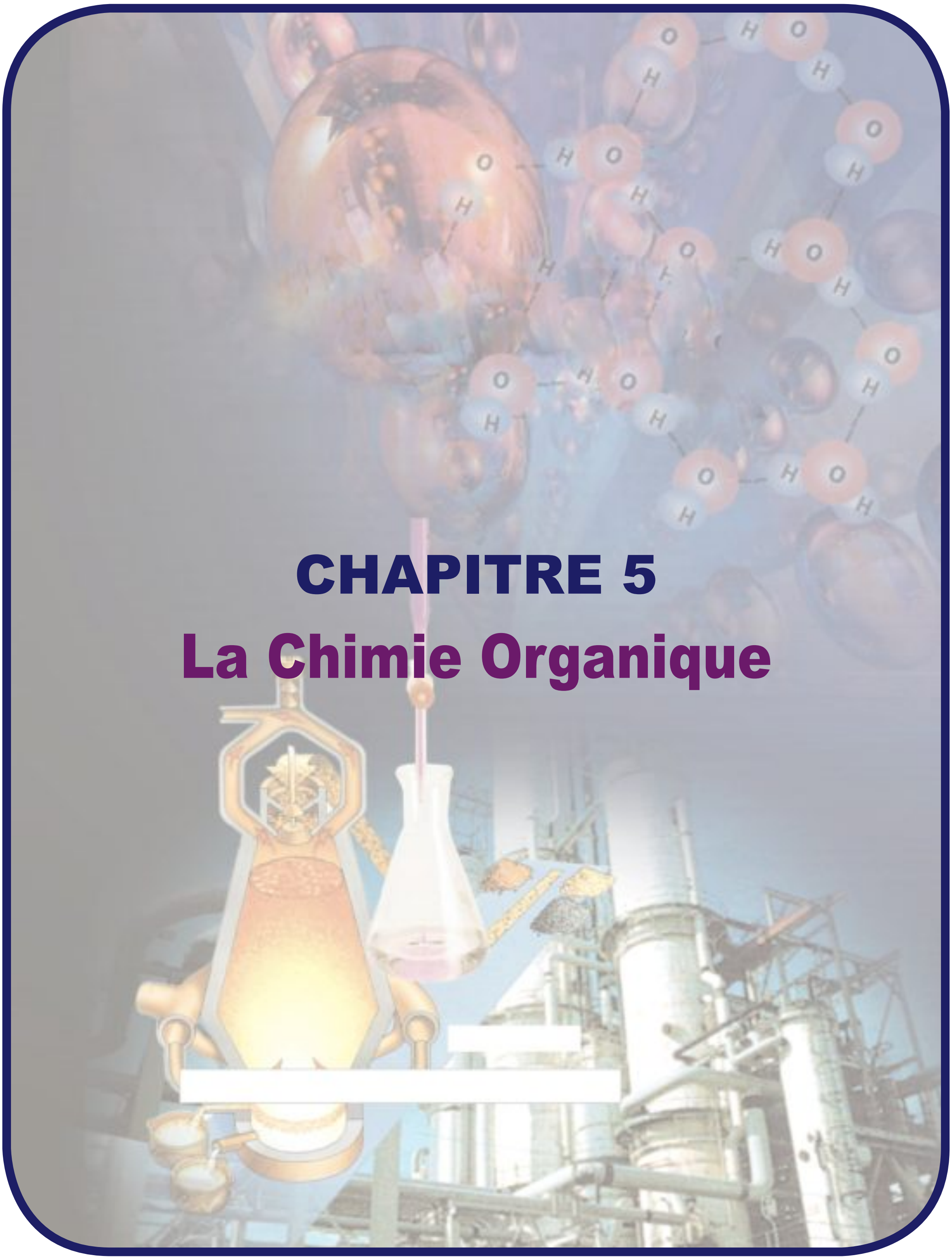
La réaction à la cathode: $Ag^{+}_{(aq)} + \bar{e} \longrightarrow Ag_{(s)}$.

11ème question

Comment peut - on obtenir l'or pur d'un fil en cuivre contenant des impuretés d'or?

12ème question

Comparer: La cathode et l'anode de la cellule galvanique et ceux de la cellule électrolytique.



CHAPITRE 5

La Chimie Organique

Les Objectifs

A la fin de ce chapitre, l'élève doit être capable de :

- Déduire que la chimie est une science pratique.
- Comparer entre les composés organiques et les composés inorganiques.
- Différencier entre la formule moléculaire et la formule structurale.
- Savoir déssiner des différents isomĕres des molĕcules des composĕs organiques.
- Faire une expérience pour la mise en évidence du carbone et de l'hydrogĕne dans les composés organiques.
- Classitier les hydrocarbures.
- Nommer les différents composés organiques selon I.U.P.A.C.
- Expliquer la préparation des hydrocarbures, dessiner le schéma de l'appareil utilisé, et écrire l'équation chimique de la réaction.
- Expliquer l'importance économique des composés organiques.
- Différencier entre les alcools et les phénols.
- Classifier les alcools selon le groupe hydroxyl ou carbynol.
- Nommer les alcools.
- Les réactions caractéristiques des alcools.
- Trouver la relation entre les alcools et les autres composés comme les aldehydes, les acides et les cétones.
- Connaitre l'importance économique des alcools.
- Faire une experience pour la mise en évidence de l'éthanol et le phénol.
- Connaitre les groupes fontionnels des acides et des esters.
- Reconnaitres les propriétés des acides.
- Connaitre l'importance économique des acides et des esters.
- Connaitre les différentes genres de réactions organiques.
- Déduire que la chimie est une science qui peut render l'homme heureux dans sa vie mais en même temps elle peut le detruire.
- Apprécier les éfforts des savants pour évoluer la chimie.

La chimie organique

Un apercu hystorique

Depuis longtemps l'homme a utilisé dans sa vie des matières extraites des animaux et des plantes comme les graisses, les huiles, le sucre, le vinaigre, l'alcool et les parfums. De même les anciens égyptiens ont utilsés les produits pharmaceutiques pour momifier les cadavres et les teintures à couleurs fixes qui durent jusqu'à nos jours dans leurs temples.

En 1086 le savant Berzélus a divisé les composés en 2 genres:

a) Les composés organiques qui sont extraits des animaux et des plantes.

b) Les composés inorganiques qui ont pour origine une source minérale de la terre.

La théorie de la force vitale

Berzélus a consideré que les composés organiques sont formés à l'interieure des cellules des êtres vivants à l'aide d'une force vitale et qu'on ne peut pas les préparer aux laboratoires.

En 1828, le savant Wèhler a pu préparer l'ureé qui est un composé organique formé dans l'urine des mammifères au laboratoire, en chauffant les solutions de 2 composés inorganiques: le chlorure d'ammonium et la thyanate argent.

$$NH_4Cl_{(aq)} + AgCNO_{(aq)} \longrightarrow AgCl_{(s)} + NH_4CNO_{(aq)}$$

$$NH_4CNO_{(aq)} \xrightarrow{\Delta} H_2N\text{-}CO\text{-}NH_{2(s)}$$

Thyanate d'ammonium — ureé

C'était le premier pas qui a permit aux savants d'inonder le monde par les différents composés organiques comme les produits pharmaceutiques, les détergents les teintures, le plastique, les insecticides.

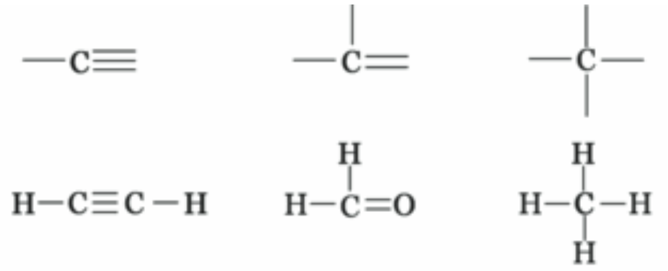
Alors la matière orgnique est connue maintenant par sa formule structurale et non pas par son origine, car la plupart des composés organiques préparés aux laboratoires ne se forment pas à l'intérieure des êtres vivants, La science de la chimie organique est concernée par l'étude des composés de l'élément carbone sauf (les oxydes de carbone, les sels des carbonates, et les cyanures), tandis que la science de la chimie inorganiques est concernée par l'étude des autres éléments connus qui sont au nombre de 111 éléments ou plus.

Les composés organiques sont beaucoup plus nombreux que les composés inorganique et non pas le contraire, Le nombre des composés organiques dépassent les dix millions

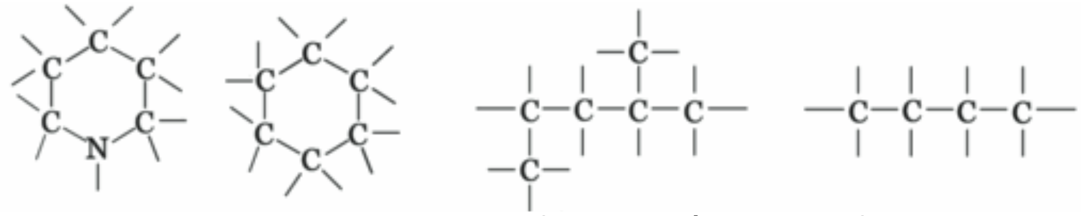
et augmente jours après jours, tandis que le nombre des composés inorganiques ne dépassent pas 1/2 million de composés, alors le rapport des composés inorganiques et celui des composés organiques est 1:20.

Quelle est la cause de la grande diversité des composés organiques ?

La grande diversité des composés organiques est due au pouvoir des atomes de carbone de se lier avec eux même, de même qu'avec d'autres atomes par différents moyens. L'atome de carbone peut former des liaisons simples. doubles, ou triples.



Les atomes de carbone peuvent se lier ensemble par différents moyens : sous forme d'une chaîne continue, ou d'une chaîne ramifiée, ou des anneaux homogènes, ou des anneaux hétérogènes.



Anneau hétérogène **Anneau homogène** **Chaine ramifiée** **Chaine continue**

A cause de tout ce grand nombre des composés organiques, les savants devaient les classifier d'une façon ordonnée dans des groupes relativement peu nombreux alors ils ont posés des bases pour les nommer que nous allons étudier. Le but de cette étude est de donner une idée générale sur quelques sujets d'une grande importance dans le domaine de la chimie organique dans notre vie.

La différence entre les composés organiques et inorganiques

Exercice pratique

1. Prenez quelques matières organiques solides (comme la paraffine, et le naphthalène), d'autres matières liquides (comme l'alcool éthylique, l'acétone, la glycérine) et d'autres

matières inorganiques liquides comme l'eau ou solides comme (le sel de cuisine et le sulfate de cuivre).

2. Comparer entre les composés organiques et inorganiques du point de vue: la solubilité - le point de fusion - le point d'ébullition - le pouvoir de s'enflammer - l'odeur - la conductibilité électrique.

On peut déduire de ces expériences la différence entre les composés organiques et inorganiques.

Le point de comparaison	Les composés organiques	Les composés inorgamiques
1. la structure chimique	La présence de l'élément carbone est essentielle	La présence d'autres éléments que le carbone
2. la solubilité	La plupart sont insolubles dans l'eau mais soluble dans les solvants organiques comme le benzène	La plupart sont solubles dans l'eau
3. le point de fusion	Bas	Elevé
4. le point d'ébullition	Bas	Elevé
5. l'odeur	Caractéristique	Sans odeur
6. l'inflammabilité	S'enflamment et libère CO_2 et H_2O	Le plus souvent / La plupart ne s'enflamment pas et si quelques un s'enflamment, d'autres gaz sont dégagés
7. les genres de liaisons dans la molécules	Covalentes	La plupart sont à liaisons ioniques
8. la conductubilité électrique	Non électrolytes et ne permettent pas le passage du courant électrique	La plupart sont des électrolytes qui permettent le passage du courant électrique
9. la vitesse de la réaction	Lente car elle a lieu entre les molécules	Rapide car elle a lieu entre les ions
10. la polymérisation	Capable de former des polymères	Le plus souvent n'éxiste pas
11. l'isomérisme	Se trouve chez plusieurs composés	Le plus souvent n'éxiste pas entre les molécules de ses courposés

La formule moléculaire et la formule structurale des composés organiques

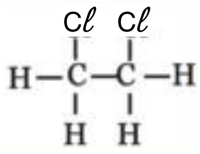
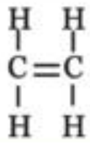
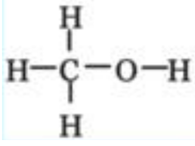
La formule moléculaire

C'est une formule qui représente seulement le genre et le nombre des atomes des éléments dans le composé mais elle ne montre pas comment les atomes sont liés ensemble.

La formule structurale

La formule structurale indique le genre et le nombre d'atomes dans chaque molécule et le moyen de liaison des atomes entre eux par les liaisons covalentes. Le nombre des liaisons covalente autour de l'atome indique sa valence, chaque liaison covalente indique une seule valence chaque élément qui entre dans la structure chimique des composés organiques possède une valence fixe et déterminée, qui est 4 pour l'atome de carbone, 1 pour l'atome de l'hydrogène, 2 pour l'atome de l'oxygène, 2 pour l'atome de soufre et 3 pour l'atome de l'azote.

Exercice : Illustrez la formule structurale des composés suivants:

La formule moléculaire	$C_2H_4C\ell_2$	C_2H_4	C_2H_2	CH_4O
La formule structurale			H−C≡C−H	

L'isomérisme

C'est la présence de plusieurs composés organiques qui diffèrent les uns des autres dans leurs propriétés physiques et chimiques et par suite dans leurs formules structurales mais ils ont même formules moléculaires.

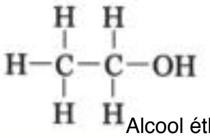
Exemple:

C_2H_6O représente 2 composés différents, l'alcool éthylique et le diméthyle ether

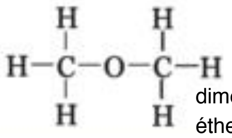
La formule moléculaire

C_2H_6O

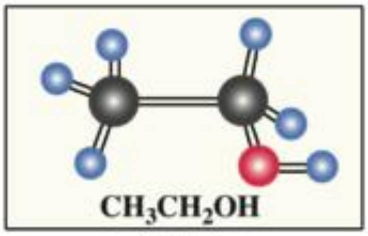
Formule structurale

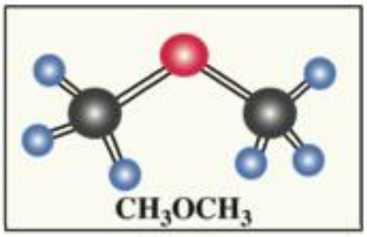


Alcool éthylique



diméthyle éther





	CH_3CH_2OH	CH_3OCH_3
Le point de fusion.	1) - 117, 3°C	1) - 138°C
Le point d'ébullition	2) 78,5°C	2) - 29,5°C
La réaction avec le sodium	3) Na remplace l'atome de l'hydrogène du groupe hydroxyl.	3) ne réagit pas
Formule structurale		

Remarque:

En écrivant la formule structurale, la molécule paraît comme si elle était plate, mais en réalite elle possède un volume et ses atomes occupent les 3 directions de l'espace.

Pour expliquer la forme correcte de la molécule, il faut utiliser des modèles moléculaires comme les boules en plastique, les atomes de chaque éléments se caractérisent par une couleur et un volume déterminés.

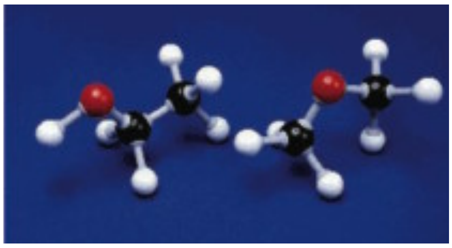
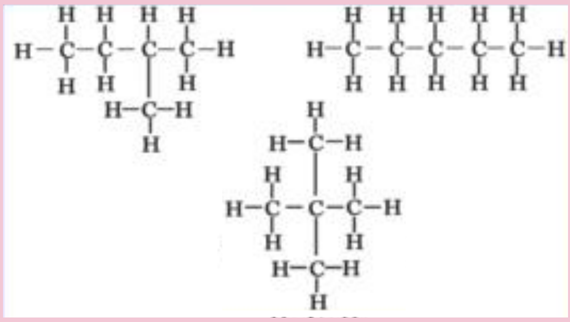


Fig (5 - 1) Modèles moléculaires

Exercice : dessinez les différentes formules structurales du C_5H_{12} (à l'aide des modèles moléculaires).

Solution :



La mise en évidence du carbone et de l'hydrogène dans les composés organiques

Mettez dans un tube à essai qui supporte la chaleur une petite quantité d'une matière organique (tissus - peau - papier - plastique), ensuite mélangez la avec l'oxyde de cuivre.

Faites passez les vapeurs produites sur le sulfate de cuivre blanc, ensuite dar l'eau de chaux (fig. 5 - 2).

Notez vos observations ensuite écrivez la réaction.

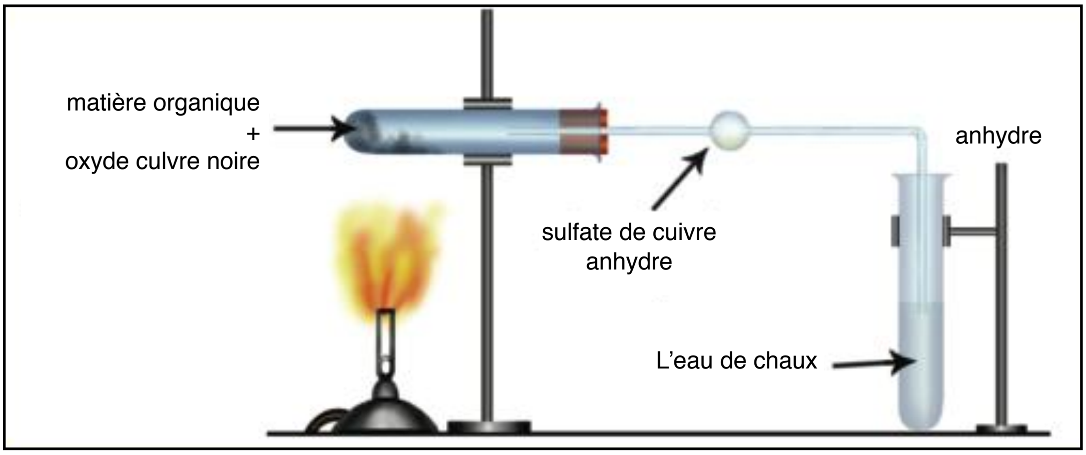


Fig (5 - 2)
Expérience de la mise en évidence des composés organiques

Observations:

1. La couleur blanche du sulfate de cuivre change en bleue ce qui prouve qu'elle a absorbé la vapeur d'eau formée à partir de l'oxygène de l'oxyde de cuivre et de l'hydrogène de la matière organique.
2. L'eau de chaux se trouble, ceci prouve le dégagement du dioxyde de carbone formé de l'oxygène de l'oxyde de cuivre et du carbone du composé organique donc le composé organique renferme du carbone et d l'hydrogène.

$$C_{(s)} + 2\,CuO_{(s)} \xrightarrow{\Delta} 2\,Cu_{(s)} + CO_{2(g)}$$

$$2H + CuO_{(s)} \xrightarrow{\Delta} Cu_{(s)} + H_2O_{(v)}$$

La classification des composés organiques

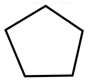
La structure principale de n'importe quel composé organique se compose essentiellement des éléments carbone et hydrogène connue par le nom d'hydrocarbures, et tous les autres composés organiques sont des dérivés de ces hydrocarbures.

Les hydrocarbures

Les hydrocarbures sont des composés organiques qui renferment uniquement du carbone et de l'hydrogène.

Les Hydrocarbures

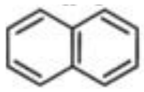
- **Aliphatiques**
  - **Chaînes ouvertes non-annulaires**
    - **Sâturés**
      - **Alcanes**
        Les atomes de carbones de la série se lient par des liaisons covalentes simples (paraffines)
        Formule générale: $C_nH_{2n} + 2$
        Le méthane CH_4
        L'éthane C_2H_6
    - **Intaturés**
      - **Alcènes**
        les atomes de carbones de la série se lient par des liaisons covalentes doubles (oléfines)
        C_nH_{2n}
        Ethène C_2H_4
        propène C_3H_6
      - **Alcynes**
        les atomes de carbones de le séué se lient par des liaisons covalentes triples (acétylènes)
        C_nH_{2n-2}
        Ethyne C_2H_2
        propyne C_3H_4
  - **Annulaires saturées**
    Exemples :
    1. Pentane annulaire C_5H_{10}

    2. Hexane annulaire C_6H_{12}

- **Aromatiques**
  - **Annulaires insaturés**
    Exemples :
    1. Le benzene aromatique C_6H_6

    2. Le naphtalene $C_{10}H_8$

Premièrement : Les hydrocarbures aliphatiques a chaîne ouverte

1. Les hydrocarbures saturés

Les Alcanes

Les alcanes sont des hydrocarbures aliphatiques à chaînes ouvertes, les atomes de carbone dans leurs molécules sont liés par des fortes liaisons covalentes simples du genre sigma difficile à briser, donc les alcanes sont des composés relativement inertes.

Le tableau suivant présente les noms et les formules des 10 premiers composés dans la série des alcanes.

Le nom	La formule	C_nH_{2n+2}
Méthane	CH_4	CH_4
Ethane	CH_3-CH_3	C_2H_6
Propane	$CH_3-CH_2-CH_3$	C_3H_8
Butane	$CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$	C_4H_{10}
Pentane	$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$	C_5H_{12}
Hexane	$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$	C_6H_{14}
Heptane	$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$	C_7H_{16}
Octane	$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$	C_8H_{18}
Nonane	$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$	C_9H_{20}
Decane	$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$	$C_{10}H_{22}$

Du tableau précedent on peut remarquer:

1. La formule de tous les alcanes est C_nH_{2n+2} ou (n) est le nombre de carbone.
2. Chaque composé dépasse celui qui le précede d'un groupe (CH_2).
3. Le suffixe (ane) indique que le composé appartient aux alcanes et Le préffixe indique le nombre des atomes de carbone (meth = 1, eth = 2 prop = 3, but = 4, pent = 5). Ainsi les alcanes forment une série homologue.

Le série homologue

C'est un groupe de composés unis par une loi moléculaire générale et qui se ressemblent dans leurs propriétés chimiques avec une gradation dans leurs propriétés physiques.

Les alcanes jouent un rôle trés important comme étant des combustibles et comme des matières premières utilisées pour préparer plusieurs autres composés organiques, les alcanes se trouvent en abondance dans l'huile de pétrole et on peut les séparer par la distillation fractionnée.

Le taux du méthane dans le gaz naturel qui est utilisé maintenant comme combustible dans les maisons varie entre 50% et 90%.

Les cylindres de butagaz utilisés comme combustibles sont remplis par les gaz butane et propane, tandis que les alcanes ayant une plus longue chaîne se trouvent dans le kérosène, l'huile diésel, les huiles de graissage, et la cire de paraffine.

Le radical Alkyle : R

C'est un groupement d'atomes qui ne se trouve pas à l'état libre, ils sont des dérivés des alcanes après l'arrachement d'un atome d'hydrogène, ils sont nommés comme les alcanes mais en remplacant (ane) par (yle) symbolisé par "R" et sa formule générale C_nH_{2n+1}.

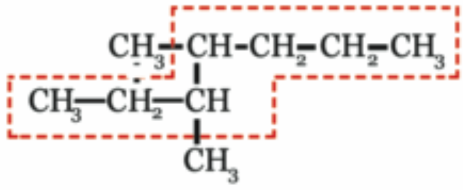
R - H $\xrightarrow{-H}$ (R) Alcane → alkyle C_nH_{2n+2} → C_nH_{2n+1}		Exemples
Méthane CH_4	méthyl (CH_3)	CH_3Cl chlorure de méthyl
Ethane C_2H_6	éthyl (C_2H_5)	C_2H_5Br bromure d'éthyl
Propane C_3H_8	propyl (C_3H_7)	C_3H_7I Iodure de propyl
Butane C_4H_{10}	butyl (C_4H_9)	C_4H_9Cl chlorure de butyl

La nomenclature des alcanes par le système de I. U. P. A. C

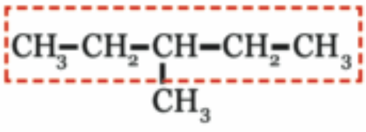
Les anciens chimistes ont utilisé des noms qui indiquent la source à partir de laquelle les composés organiques ont été extraits, ces noms sont appelés : les noms communs. Mais avec l'augmentation continuelle de leurs nombres, les savants de l'union internationale de la chimie pure et appliquée se sont mis d'accord à suivre un système déterminé qui leur permet de lire, d'écrire, et de reconnaître avec précision la structure chimique du composé organique. L'ancien nom ou le nom commum des alcanes était les paraffines.

Les étapes de la nomenclature des alcanes :

1. On détermine la plus longue chaîne continue de carbone (qu'elle soit droite ou ramifiée) et c'est de cette chaîne qu'on détermine le nom de l'alcane.

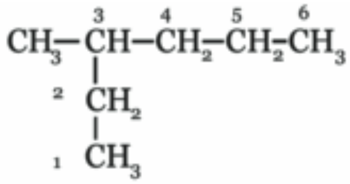


La chaîne principale est: heptane

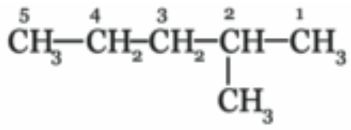


pentane

2. On numérote les atomes de carbone:
   a) Si la plus longue chaîne de carbone est sans ramification, le carbone est numéroté de n'importe quelle extrémité de la chaîne (gauche ou droite).
   b) Si la plus longue chaîne de carbone est liée à un groupe alkyl ou à d'autre atomes, on commence a numéroté la chaîne par le carbone le plus proche du radical (la ramification). Le nom commence par le numéro de l'atome de carbone duquel est dérivé la branche en mettant une (,) entre nombres et un petit trait entre le nombre et le nom suivie du nom de la branche (radical) et finalement le nom de l'alcane.

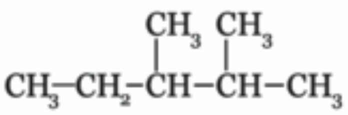


3 - méthyl-hexane

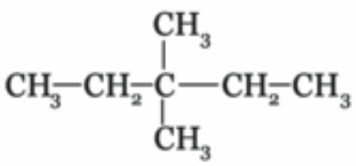


2 - méthyl pentane

3. Si les branches se répètent dans la chaine de carbone, on utilise (di - tri - ou tétra) pour indiquer le nombre de branches répétées.

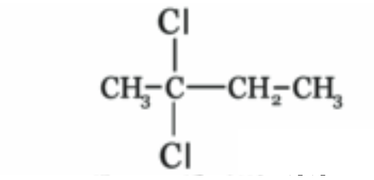


2,3 diméthyl pentane

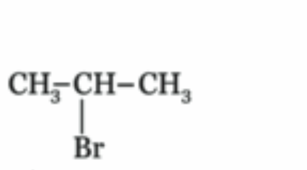


3,3 diméthyl pentane

4. Si la branche est un atome halogène comme : chlore Cl brome Br groupe (NO_2), le nom de la branche se termine par la lettre O. Exemple (chloro, bromo - nitro).

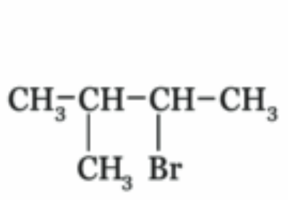


2,2 - diclorobutane

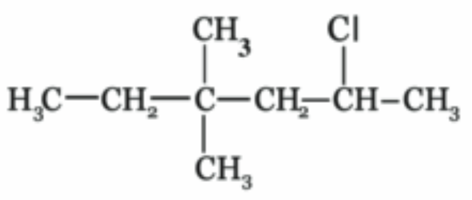


2 - bromopropane

5. Si les branches sont différentes (radical alkyl et halogènes) on les classe d'aprés les lettres alphabétiques par rapport à leurs noms de sorte que la somme des nombres soit la plus petite.



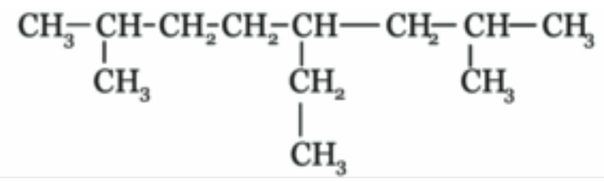
2 - bromo 3 - méthyl butane



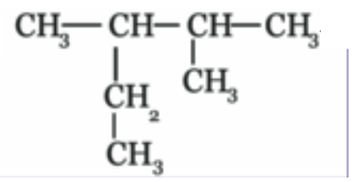
2 - chloro, 4,4- diméthyl hexane

Exercices :

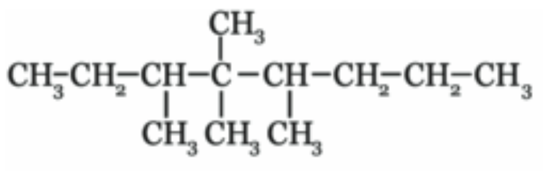
Ecriver les noms des composés suivants selon l' I. U. P. A. C



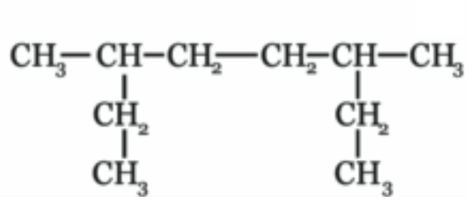
4 - éthyl , 2,7- diméthyl octane



2,3 - diméthyl pentane



3,4,4,5 - tétraméthyl octane



3,6 - diméthyl octane

Le méthane - CH_4

Le méthane est le premier de la serie des alcanes et le plus simple de tous les composés organiques. Son taux atteint 90% du gaz naturel qui se trouve au sein de la terre ou qui accompagne le pétrole. De même, il se trouve dans les mines du charbon qui sont exposés souvent à des explosions comme résultat de sa combustion, il est nommé aussi le gaz des marécages, car il sort sous forme des bulles du fond des marécages comme résultat de la décomposition des matières organiques.

Préparation du méthane au laboratoire

Le méthane est préparé au laboratoire par la distillation sèche du sel de l'acétate de sodium anhydre en présence de la chaux sodée en utilisant l'appareil de la figure 5 - 3.

$$CH_3COONa_{(s)} + NaOH_{(s)} \xrightarrow[\Delta]{CaO} Na_2CO_{3(s)} + CH_{4(g)}$$

La chaux sodée est un mélange de soude caustique et de chaux vive (oxyde de calcium), l'oxyde de calcium ne participe pas à la réaction mais il aide à abaisser le point de fusion du mélange.

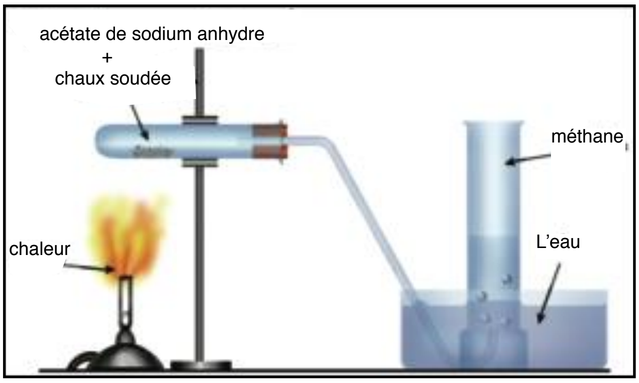


Fig (5 - 3)
préparation du méthane au laboratoire

Propriétés générales des alcanes

A) Les propriétés physiques

1. Les quatre premiers composés sont des gaz à la température normale, le méthane est utilisé comme combustible dans les maisons, tandis que le propane et le butane sont

liquifiés et comprimés dans des cylindres pour être utilisés comme combustible

Etant que le propane est plus volatlile que le butane (point d'ébullition est bas), alors son taux est plus élevé dans les régions froides. Dans les régions chaudes, le taux du butane est plus elevé dans les cylinders.

2. Les alcanes de 5 à 17 atomes de carbone sont des liquides comme la gazoline, le kérosène et ils sont utilisés comme combustibles.
3. Les composés qui renferment plus de 17 atomes de carbone sont des matières solides comme la cire de paraffine. Plus que le nombre d'atomes de carbone augmente (La masse moléculaire. Le point d'ébullition augmente.
4. Les alcanes sont des matières non polaires insolubles dans l'eau, alors on utilise les alcanes lourds pour couvrir les métaux comme la graisse pour la protection contre la rouille.

B) Propriétés chimiques

Les atomes de carbone dans les alcanes sont liés entre eux par des liaisons du genre sigma difficile à briser sauf sous certaines conditions alors les alcanes sont relativement inertes dans leurs réactions chimiques.

1. La combustion

Les alcanes brûlent et produisent du dioxyde de carbone et de la vapeur d'eau, cette réaction est exothermique, alors il est utilisé comme combustible.

$$CH_{4(g)} + 2\,O_{2(g)} \xrightarrow{\Delta} CO_{2(g)} + 2H_2O_{(v)} + \text{énergie}$$

2. Les réactions avec les halogènes (halogénation)

Les alcanes réagissent avec les halogènes à 400°C ou en présence des royons ultra violet par une série de réactions de substitution.

$$1 - CH_{4(g)} + C\ell_{2(g)} \xrightarrow{U.V} CH_3C\ell_{(g)} + HC\ell_{(g)}$$

Chloro méthane
(Chlorure de méthyl)

$$2 - CH_3C\ell_{(g)} + C\ell_{2(g)} \xrightarrow{U.V} CH_2C\ell_{2(g)} + HC\ell_{(g)}$$

dichloro méthane
(Chlorure de méthylène)

$$3 - CH_2C\ell_{2(g)} + C\ell_{2(g)} \xrightarrow{U.V} CHC\ell_{3(g)} + HC\ell_{(g)}$$

trichlorométhane (chloroforme)

$$4 - CHC\ell_{3(g)} + C\ell_{2(g)} \xrightarrow{U.V} CC\ell_{4(g)} + HC\ell_{(g)}$$

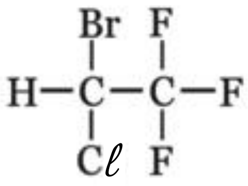
tétrachlorométhane
(tétrachlorure de carbone)

Exercice: Quels sont les produits de la réaction du chlore avec l'éthane. Ecrire les formules structurales.

L'usage des dérivés halogénés des alcanes

1. Le chloroforme a été utilisé longtemps comme anesthésique, mais on l'a interdit car on n'a pas pu évaluer la dose correcte nécessaire à chaque malade, ce qui a provoqué la mort. Mais maintenant on utilise l'halothane de formule:

   $CHBr\,C\ell\text{-}CF_3$ appelé 2- bromo, 2 - chloro, 1, 1, 1, trifluoro éthane.



Halothane

2. Le 1, 1, 1 trichloroéthane est utilisé dans le nettoyage à sec.
3. Les fréons sont utilisés dans les appareils réfrigérants, pour conditionner l'air et comme matière qui pousse les liquides et les odeurs, et comme détergents pour les appareils électroniques.

   Les fréons sont des dérivés halogénés des alcanes comme CF_4 (tétrafluorure de carbone mais le plus célèbre est le dichloro difluoro méthane $CF_2C\ell_2$, les fréons sont utilisés en grande quantité car ils ne sont pas couteux et on peut les liquifiés facilement, de même ils ne sont pas toxiques et ne causent pas la corrosion des métaux.
   Mais les fréons provoquent la corrosion de la couche de l'ozone qui protège la terre des dangers des rayons ultraviolets. l'usage des fréons sera interdit dans le monde en l'anneé 2020.

3. Le craquge thermique catalytique

Ces opérations se passent durant le raffinage du pétrole pour transformer les sous produits pétroliens lourds à longues chaînes en d'autres molécules petites et légères. le craquage a lieu en chauffant les sous produits pétroliens lourds sous pression et en présence d'un catalyseur, il en résulte deux genres de produits.

a) Les alcanes à courtes chaînes qui sont utilisés avec la gazoline, et dont le monde a besoin continuellement.

b) Les alcènes courts comme l'éthène et le propène qui sont à la base de plusieurs industries comme l'industrie des polymères.

$$\underset{\text{octane}}{C_8H_{18(\ell)}} \xrightarrow[\text{Catalyseur}]{\Delta\text{ - pression}} \underset{\text{butène}}{C_4H_{8(g)}} + \underset{\text{butane}}{C_4H_{10(g)}}$$

L'importance économique des alcanes

1. Obtenir le carbone subdivisé (noir de carbone).

On peut l'obtenir en chauffant le méthane (à l'abri de l'air) à une température de 1000°C.

$$CH_{4(g)} \xrightarrow{1000°C} C_{(s)} + 2\,H_{2(g)}$$

Le carbone subdivisé entre dans l'industrie des pneux des voitures, comme teinture dans l'encre d'imprimerie, dans le vernis des chaussures, la peinture.

2. Obtenir le gaz à l'eau

C'est un mélange du gaz hydrogène et de monoxyde de carbone, il est utilisé comme agent réducteur et comme combustible.

$$CH_{4(g)} + H_2O_{(v)} \xrightarrow{725°C\text{ - catalyseur}} CO_{(g)} + 3\,H_{2(g)}$$

Les hydrocarbures aliphatiques insaturés à chaîne ouverte

Les hydrocarbures aliphatiques insaturés à chaîne ouverte se divisent en deux groupes:

1. Le groupe des alcènes qui se caractérise par une liaison double ou plus dans la chaîne de carbone.
2. Le groupe des alcynes qui se caractérise par la présence d'une liaison triple dans la chaîne de carbone.

Les alcènes (oléfines)

Les oléfines sont des hydrocarbures qui se caractérisent par la présence d'une ou de plusieurs liaisons doubles entre les atomes de carbone dans leurs molécules. On peut considérer les alcènes comme étant des dérivés des alcanes, en arrachant deux atomes d'hydrogène de l'alcane correspondant Alors les alcènes forment une série homologue de formule générale C_nH_{2n}, chaque composé dans cette série possède deux atomes d'hydrogène en moins par rapport à son homologue dans la série des alcanes.

La nomenclature des alcènes

1. On suit les mêmes étapes que ceux des alcanes on choisit la plus longue chaîne de carbone et on substitute la lettre (a) des alcanes par la lettre (è) dans les alcènes, tout en citant le numéro de l'atome de carbone de la liaison double le plus proche du début de la chaîne.

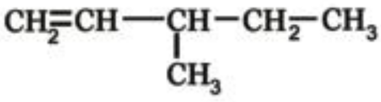
$CH_3—CH=CH—CH_2—CH_3$

2 - pentène

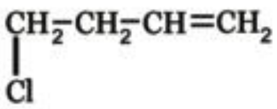
$CH_3—CH=CH_2$

1 - propène

2. On commence à numéroter la chaîne de carbone par l'atome de carbone le plus proche de la liaison double et non pas par rapport au radical.



3 - méthyl - 1 - penténe



4 - chloro - 1 - butène

Les alcènes se cractérisent par la présence d'une liaison double, une de ces liaisons est du genre sigma et l'autre est du genre pie faible facile à briser, ce qui explique leur actvité chimique.

L'éthène C_2 H_4

L'éthène est connu sous le nom de l'éthylène, il est le premier de son groupe.

Préparation au laboratoire

L'éthène est préparé en arrachant l'eau de l'alcool éthylique à l'aide de l'acide sulfurique concentré et à une température de 180°C en utilisant l'appareil ci-dessous (fig 5 - 4).

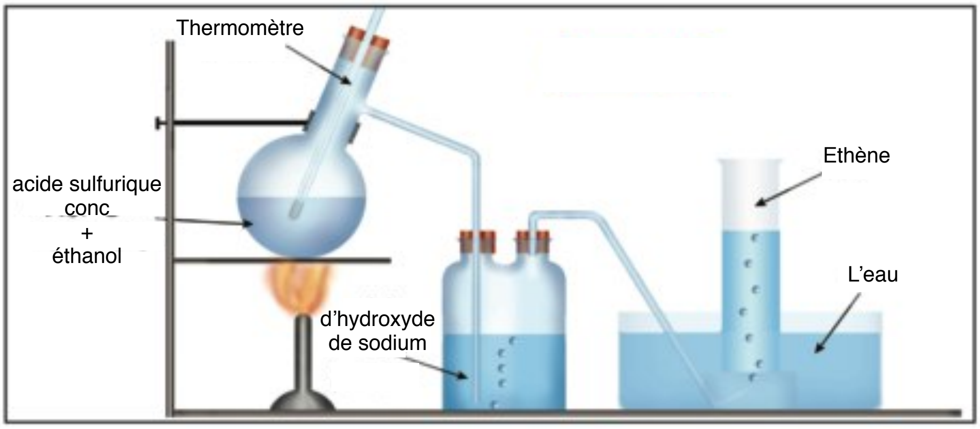
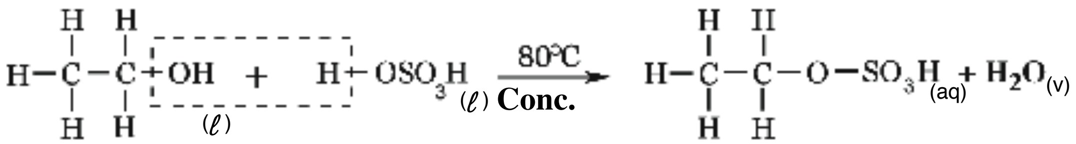


Fig (5 - 4) Appareil de préparation de l'éthène au laboratoire

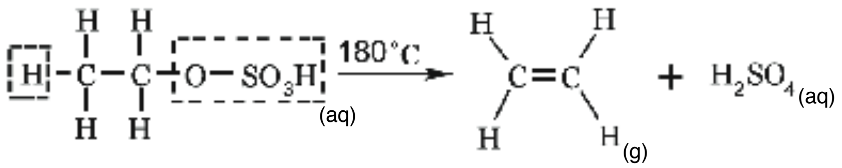
Cette réaction a lieu en 2 étapes:

1. L'éthanol réagit avec l'acide sulfurique concentré formant le sulfate hydrogéné d'éthyl (sulfate acide d'éthyl).



Sulfate hydrogéné d'éthyl

2. La décomposition du sulfate hydrogéné d'éthyl par la chaleur



Les propriétés des alcènes

Les Propriétés physiques

1. Les premiers composés des alcènes sont des gaz, ceux de 5 á 15 atomes de carbone sont des liquides et ceux qui sont plus que 15 atomes de carbone sont des solides.
2. Les alcènes sont des composés non polaires insolubles dans l'eau mais soluble dans les solvants organiques comme le benzène, l'éther, et le tétrachlorure de carbone.

Les propriétés chimiques

Les alcènes sont plus actifs que les alcanes car ils renferment une liaison pi facile à briser.

1. La combustion

Les alcènes s'enflamment dans l'air par une réaction exothermique et produit le dioxyde de carbone et la vapeur d'eau.

$$C_2H_{4(g)} + 3\,O_{2(g)} \xrightarrow{\Delta} 2CO_{2(g)} + 2\,H_2O_{(v)} + \text{energie}$$

2. Les réactions d'addition

Les alcènes sont capables de réagir par addition avec les autres matières, car la liaison

pi se brise et il ne reste que les liaisons sigma, ainsi les composés obtenus deviennent saturés.

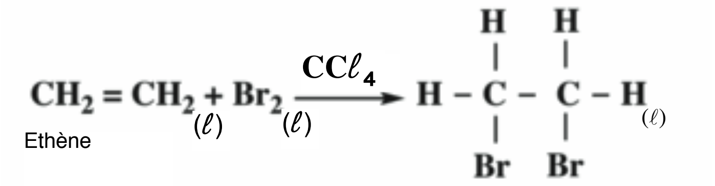
A) L'addition de l'hydrogène

Les alcènes réagissent avec l'hydrogène en présence d'un catalyseur comme le nickel ou le platine tout en chauffant, formant ainsi l'alcane correspondant chaque liaison Π a besoin d'une mole d'hydrogène.

$$\underset{\text{Ethène}}{CH_2 = CH_{2(g)}} + H_{2(g)} \xrightarrow[150°C \text{ á } 300°C]{\text{Pt ou NI}} \underset{\text{éthane}}{CH_3 - CH_{3(g)}}$$

B) L'addition des halogènes

Les halogènes réagissent avec les alcènes par addition cette réaction est utilisée pour la mise en évidence des alcènes insaturés en agitant les alcènes avec le brome dissout dans le tétrachlorure de carbone la couleur rouge du brome disparaît et il se forme le 1,2 dibromoéthane incolore.



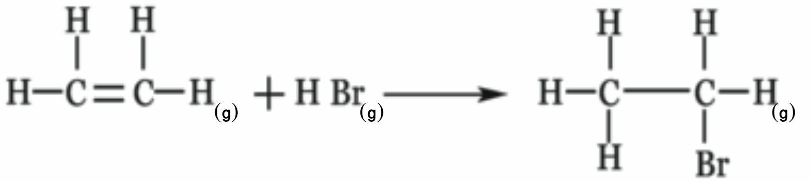
1, 2 - dibromo éthane (incolore)

C) L'addition des halogénures d'hydrogène H^+X^-

Les alcènes réagissent avec les halogénures d'hydrogène par la rupture de la liaison Pi, l'atome de l'hydrogène se lie avec un des atomes de carbone de la liaison pi et l'halogène avec l'autre atome de carbone et il se forme l'halide alkyl correspondant.

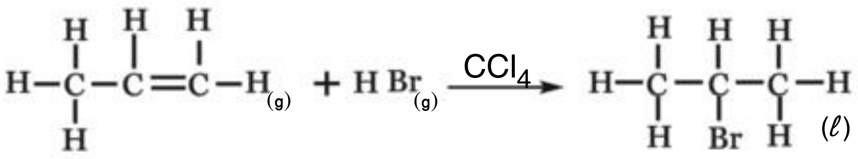
Les produits obtenus dépendent du genre de l'alcène

1. Si l'alcène est symmétrique, c'est à dire que les atomes de carbone liés à la liaison double renferment le même nombre d'atomes d'hydrogène, l'hydrogéne s'ajoute à un des deux atomes de carbone et l'halogène à l'autre atome.



bromoéthane

2. Si l'alcène est assymetrique, c'est à dire que les atomes de carbone liés à la liaison double ne renferment pas le même nombre d'atomes d'hydrogène, on trouve que l'hydrogène s'ajoute à l'atome de carbone le plus riche en hydrogène tandis que l'atome de l'halogène s'ajoute a l'autre atome de carbone qui renferme le petit nombre d'atomes d'hydrogène et cette règle est appeleé la règle de Markownikoff.



2 - bromopropane

La règle de Markownikoff

En ajoutant un réactif assymetrique (H^+X^- ou H^+-OSO^-_3 H) a un alcène assymétrique la partie positif du réactif s'ajoute à l'atome de carbone renfermant le plus grand nombre d'atomes d'hydrogène et la partie négative s'ajoute à l'atome de carbone ayant le plus petit nombre d'atomes d'hydrogène

D) L'addition de l'eau (Hydratation catalytique)

Etant que l'eau est un électrolyte faible, la concentration de l'ion d'hydrogène positif est faible et il est incapable de briser la liaison double, donc la réaction ne s'accomplit que dans un milieu acide pour augmenter la concentration des ions d'hydrogène positifs, alors on commence à ajouter l'acide sulfurique à l'èthène pour former le sulfate hydrogéné d'éthyl qui a son tour s'hydrolyse en présence de l'eau formant l'alcool éthylique.

$$CH_2{=}CH_{2(g)} + H\text{-}OSO_3H_{(aq)} \xrightarrow[80^\circ C]{\Delta} CH_3{-}CH_2\text{-}OSO_3H_{(aq)}$$

Sulfate hydrogène d'éthyl

$$CH_3{-}CH_2\text{-}OSO_3H_{(aq)} + H_2O_{(\ell)} \xrightarrow[110^\circ C]{\Delta} CH_3\text{-}CH_2\text{-}OH_{(\ell)} + H_2SO_{4(aq)}$$

Par addition

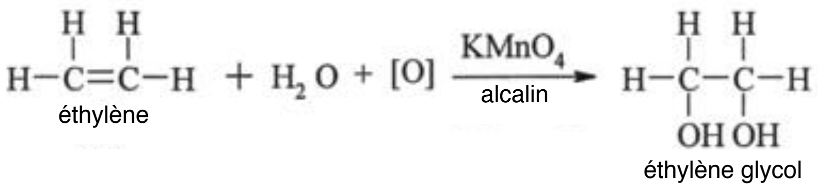
$$CH_2{=}CH_{2(g)} + H_2O_{(\ell)} \xrightarrow[110^\circ C]{H_2SO_4} CH_3\text{-}CH_2\text{-}OH_{(\ell)}$$

3. L'oxydation

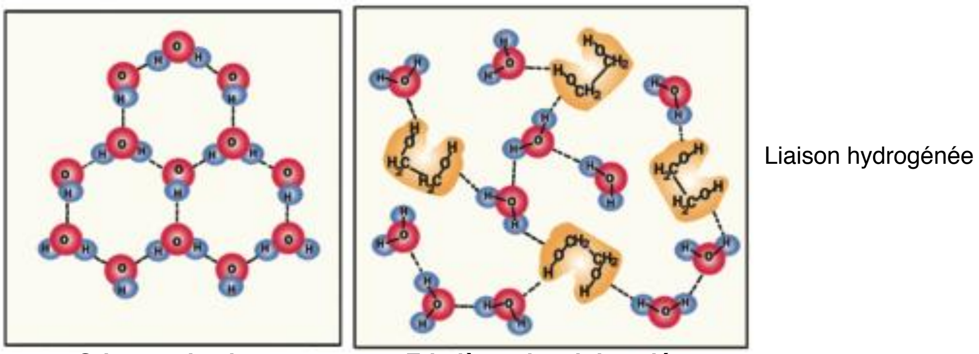
Les alcènes s'oxydent par les agents oxydants comme le péroxyde d'hydrogène ou le permanganate de potassium formant des composés dihydroxylés appelés les glycols.

La réaction de Bayer

Lors du passage de l’éthène dans une solution alcaline de permenganate de potassium, la couleur du permanganate disparaît. Cette réaction est importante pour détecter la présence d’une liaison double.



L’éthylène glycol est la matière principale qui empêche la congélation de l’eau dans les radiateurs des voitures, car il forme des liaisons d’hydrogène avec les molécules de l’eau, ainsi il empêche l’agglomération des molécules de l’eau entre elles sous forme de cristaux de glace (Fig 5-5).



Cristaux de glace **Ethylène glycol dans léau**

Fig (5 - 5)

4. La polymérisation

Le mot polymérisation est un mot Latin qui signifie plusieurs unités, les réactions de polymérisation sont des réactions chimiques d’une grande importance pour la préparation des produits qui ont coopéré à la civilisation du monde.

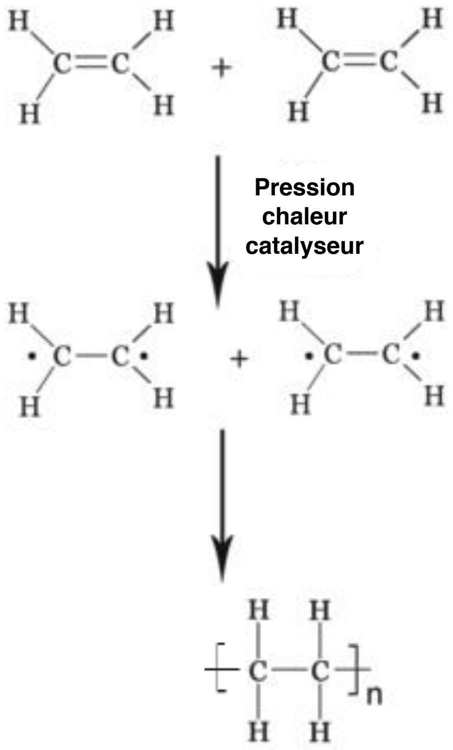
La polymérisation est l’agglomération d’un grand nombre des molécules simples insaturées, leur nombre varie d’une centaine de molécules jusqu’à 1 million pour former une grande molécule géante de grande masse moléculaire. La petite partie primitif est nommée monomère et la grande partie résultante de la polymérisation est nommée polymère qui est de grande masse moléculaire.

Il existe deux théories pour la polymérisation.

1. La polymérisation par addition

Elle a lieu en additionnant un très grand nombre de petites molécules du même composé insaturé ensemble pour former une grande molécule saturée comme le polyéthylène.

En chauffant l'éthène sous pression élevée (10000 atmosphére) en présence du super oxyde comme matière qui débute la réaction, la polyéthylène se forme ayant une masse moléculaire de 30,000 (sachant que la masse moléculaire de l'éthène est 28 seulement). La polymérisation de l'éthène par addition est interprétée par la rupture de la liaison pie et la libération des deux électrons de cette liaison ainsi chaque atome de carbone lui reste un électron libre, ensuite les atomes de carbone se lient ensemble à l'aide de leurs électrons libres par des liaisons covalentes simples formant de longues chaînes des molécules des polymères.



Polyéthylène

L'architecture de certains polymères

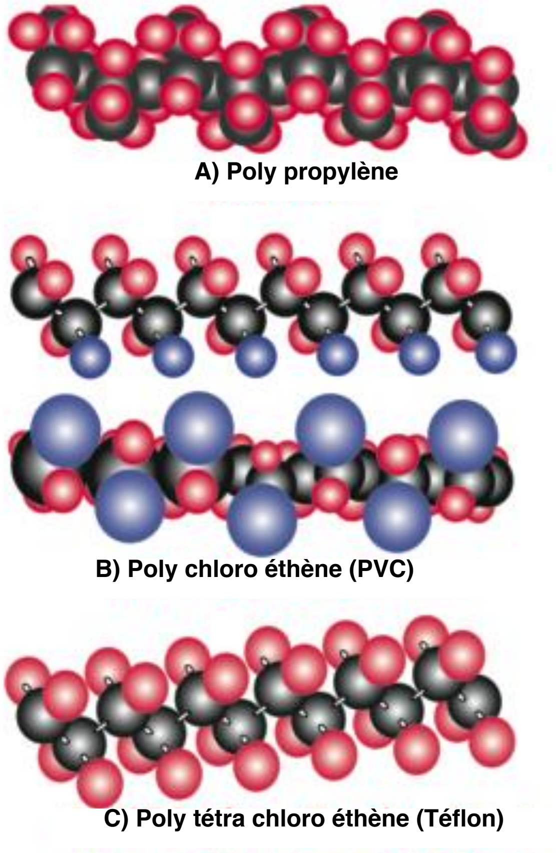
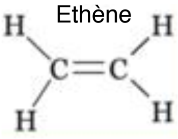
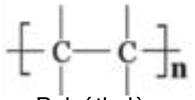
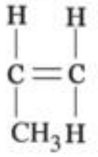
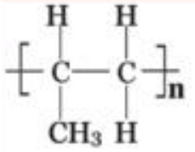
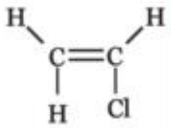
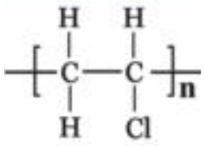
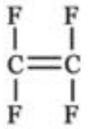
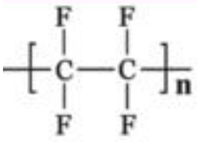


Fig (5 - 6)

Le tableau suivant présente certains polymères des alcènes, leurs derivés produits par condensation et leurs usages.

Monomère	Polymère	Le nom commercial	Propriétés	L'usage
Ethène 	 Polyéthylène	Polyéthylène (PE)	Mou et résistant aux matières chimiques	Les sacs et les bouteilles en plastiques et les feuilles minces,
Propène 		Polypropylène (PP)	Fort et dur	Les tapls, les napes, les rideaux - le plastique - les boltes de conserve
Chloroéthène chlorure de vinyl 	Polychloroéthène 	Chiorure de polyvinyle (PVC)	Fort et mou	Les tuyaux sanitaires hygiénigues et d'irrigation, chaussures Isolant des parterres récipients des hiules minérales
Tétrafluor éthène 		Téfion	Supporte la chaleur Isolant de l'électrecite ne se colle pas, inerte	Revêtement des ustensiles de cuisine - fils de la chirurgle

2. La polymérisation par condensation

Elle a lieu entre différents monomères par condensation, c'est à dire que la liaison est accompagnée de la perte d'une molécule d'eau, alors il se forme un polymère commun (copolymère), et il est considéré comme le première unité qui continue l'opération de la polymérisation entre ses molécules. Les alcènes se carractérisent par leur pouvoir de former des polymères par condensation.

Les alcynes (les acétylenes)

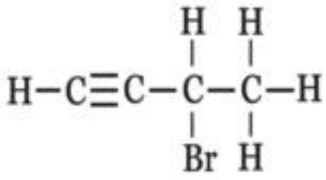
C'est un groupe d'hydrocarbures à chaîne ouverte qui se carractérise par la présence d'une liaison triple au moins entre les atomes de la chaine de carbone les alcynes forment une série homologue de formule générale C_nH_{2n-2} de sorte que chaque composé diminue de 2 atomes d'hydrogène par rapport à l'alcène correspondant et de 4 atomes d'hydrogène

par rapport à l'alcane correspondant. Une des liaisons parmi la liaison triple est du genre sigma difficile à briser et les 2 autres sont du genre pi facile à briser, ce qui explique leur grande activité chimique.

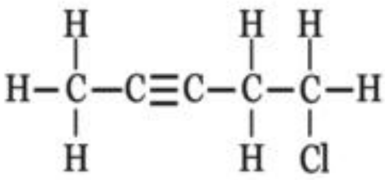
Le premier composé du groupe est l'éthyne C_2H_2 connu par le nom acétylène d'ou provient le nom du groupe.

La nomenclature des alcynes

1. On choisit la plus longue chaîne continue de carbone ensuite on remplace la lettre (a) de la terminaison de l'alcane correspodant par la lettre (y).
2. On numérote la chaîne de l'extremité la plus proche de la liaison triple et non pas du radical.
3. Le numéro du carbone lié à la liaison triple précēde le nom de l'alcyne



3 - bromo 1 - butyne



5 - chloro 2 - pentyne

L'éthyne (l'acétylene)
H - C ≡ C - H

La préparation au laboratoire

1. On ajoute l'eau goutte à goutte au carbure de calcium (dicarbure de calcium) en utilisant l'appareil de la (figure 5 - 7).

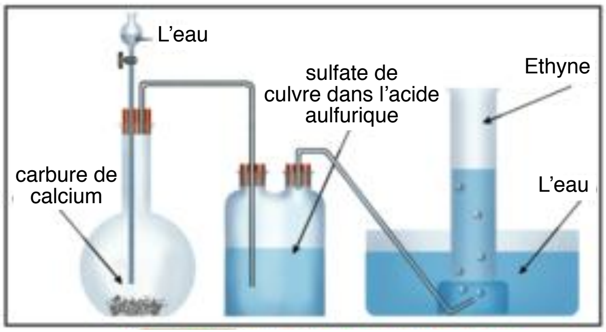
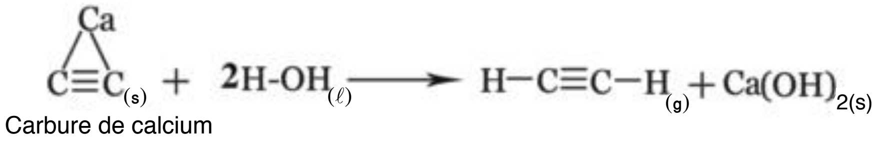


Fig (5 - 7)
Prèparation de l'acétylène au laboratoire

Avant de recueillir le gaz, il traverse une solution de sulfate de cuivre acidifiée par l'acide sulfurique dilué pour éliminer le gaz phosphine (PH_3) et le gaz sulfure d'hydrogène (H_2S) qui proviennent des impuretés qui accompagnent le carbure de calcium.



2. Du gaz naturel qui contient un taux élevè du méthane à une rempèrature 1400°C puis on refroidie rapidement.

$$2CH_{4(g)} \xrightarrow[\text{refroidissement}]{1500^\circ C} C_2H_{2\,(g)} + 3H_{2\,(g)}$$

Les propriétés de l'éthyne

1. La combustion

- Il brûle avec une flamme fumante dans l'air atmosphérique si la quantité d'oxygène est limitée car la combustion du carbone n'est pas complète

$$2C_2H_{2\,(g)} + 3O_{2\,(g)} \xrightarrow{\Delta} 2CO_{2\,(g)} + 2H_2O_{(v)} + 2C_{(s)}$$

mais si la quantité d'oxygène est suffisante, l'éthyne brûle complètement donnant du dioxyde de carbone et de la vapeur d'eau à travers une réaction exothermique

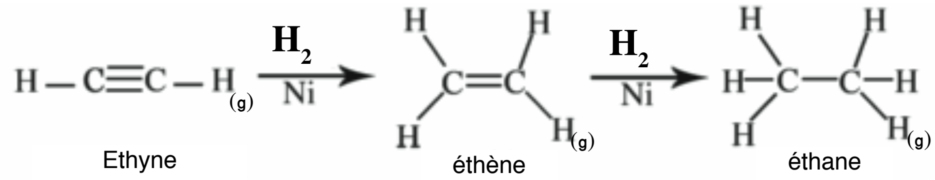
$$2C_2H_{2\,(g)} + 5O_{2\,(g)} \xrightarrow{\Delta} 4CO_{2\,(g)} + 2H_2O_{(v)} + \text{chaleur}$$

La chaleur libérée par cette réaction atteint 3000°C, alors il est utilisé comme flamme oxyacétylène dans la soudure et la coupure des métaux.

2. Les réactions d'addition

Etant que l'acétylène renferme 2 liaisons pi en plus de la liaison sigma, il réagit par addition en 2 étapes, de sorte que la liaison triple se transforme en liaison double ensuite en une liaison simple.

a) L'hydrogénation en présence du nickel subdivisé comme catalyseur



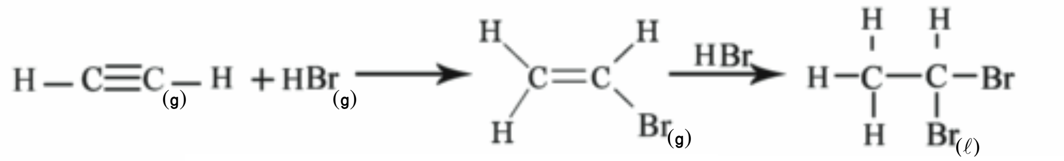
b) L'halogénation

L'éthyne réagit fortement avec les halogènes, et la réaction peut-être accompagnée d'une flamme et de lumière lorsqu'il réagit avec le chlore. Mais si on fait passer l'éthyne dans la solution de brome dissout dans le tétrachlorure de carbone, la couleur rouge du brome disparaît, alors cette réaction est utilisée pour la mise en évidence de l'insaturation dans l'éthyne.

$$C_2H_{2(g)} + Br_{2(\ell)} \longrightarrow C_2H_2Br_{2(\ell)} \xrightarrow{Br_2} C_2H_2Br_{4(\ell)}$$

1,2- Dibromoéthène — 1,1,2,2- tétrabromoéthane

c) Avec les acides halogénés (Hx)



1- bromoéthène — 1,1-dibromoéthane

Pourquoi le 1,2 dibromoéthane ne se forme pas ? rappel la règle de Markkownikoff

3. L'addition de l'eau (hydratation catalytique)

L'éthyne réagit avec l'eau par addition en présence des catalyseurs comme l'acide sulfurique et le sulfate de mercure à 60°C pour former l'acétaldéhyde (éthanal).

alcool vinylique
Composé instable

acétaldéhyde
éthanal

Cette réaction est utilisée pour préparer l'acide éthanoique, en oxydant l'acétaldéhyde (l'éthanal) et on peut aussi préparer l'alcool par sa réduction.

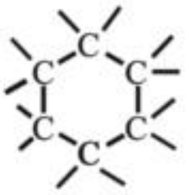
$$C_2H_5OH_{(\ell)} \xleftarrow[\text{Réduction}]{2\{H\}} CH_3\text{-}CHO \xrightarrow[\text{K Mn O}_4\text{ acidifié}]{\text{[O] Oxydation}} CH_3COOH_{(\ell)}$$

Acétaldéhyde — acide éthanolque

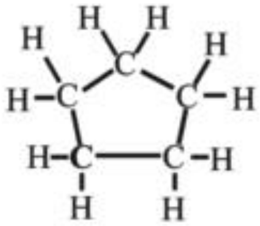
Deuxiemement : Les hydrocarbures annulaires

a) L'anneau saturé : Les alcanes à chaîne fermée (annulaire) - Cycloalcanes Les molécules des hydrocarbures qui renferment plus de deux atomes de carbone peuvent se trouver sous forme d'anneaux. la formule générale des alcanes annulaires est

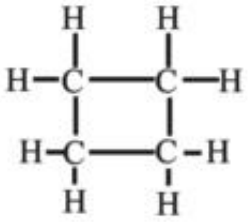
C_nH_{2n} qui est la même pour les alcènes, donc il faut les différencier en écrivant leurs formules structurales. La nomenclature des alcanes annulaires ne diffère pas de celle des alcanes aliphatiques que par l'addition du mot (cyclo) pour indiquer qu'ils ont la structure annulaire.



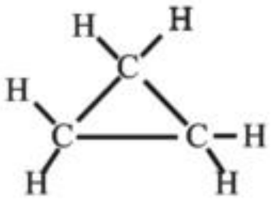
C_6H_{12}
cyclohexane
hexane annulaire



C_5H_{10}
cyclopentane
pentane annulaire



C_4H_8
cyclobutane
butane annulaire



C_3H_6
Cyclopropane
Propane annulaire

Il est remarquable que les angles entre les liaisons dans le propane annulaire sont egales a 60°C et 90°C dans le butane annulaire donc ils sont plus petits que les angles 109,5°C qui se trouvent dans les alcanes non annulaires. Ces petits angles mènent a un faible chevauchement entre les orbitales atomiques par suite la liaison entre les atomes de carbone devient faible, ce qui explique la grande activité chimique des composés cycliques.

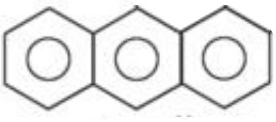
Le propane annulaire forme avec l'air un mélange qui brûle fortement tandis que le propane normal est beaucoup moins actif mais le cyclopentane et le cyclohexane sont stables car les angles entre les liaisons s'approchent de 109,5° ce qui fait que le chevauchement entre les orbitales est fort, formant des liaisons sigma fortes.

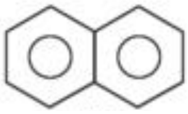
B) Les hydrocarbures annulaires insaturés (les composés aromatiques)

Les anciens chimistes ont différencié entre deux genres de composés organiques. Les composés organiques dérivés des acides gras qui renferment un taux élevé d'hydrogène, on les appelle des composés aliphatiques (gras), le méthane est le premier membre de ces composés tandis que les autres composés organiques dérivés de certains résines et de certains produits naturels ont une odeur parfumée et caracteristique et renferment moins d'hydrogène, on les appelle composés aromatiques, le benzène aromatique est le premier de son groupe. Les composés organiques aromatiques se trouvent sous forme d'un anneau, ou deux anneaux, ou plusieurs anneaux avec leurs dérivés.

Exercice :

Donner la formule moléculaire des composés suivants se trouvant dans le tabac causant le cancer


Anthracène


Naphtalène

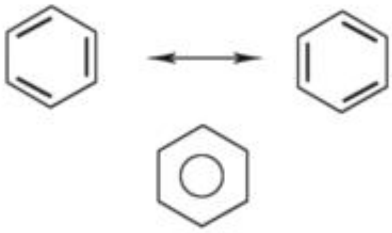
benzène aromatique

Remarque: L'essence des voitures est la gazoline, sa structure chimique diffère complètement du benzène aromatique.

La formule structurale du benzène

Il a fallu plusieurs années pour reconnaître la formule structurale du benzène, vue que le benzène réagit par addition et par substitution et que la longueur des liaisons entre les atomes de carbone est intermédiaire entre la longueur de la liaison simple et celle de la liaison double, d'autres propriétés ont été la cause d'une confusion pour les savants jusqu'à ce que le savant almand Kékulé est arrivé en l'année 1931 à la forme hexagonale annulaire dans laquelle les liaisons simples et doubles s'altement.

L'anneau à l'intérieur de la forme hexagonale indique que les six électrons ne se concentrent pas vers des atomes de carbone déterminés.


Banzene

Préparation du benzène à l'industrie

1. A partir du goudron de la houille

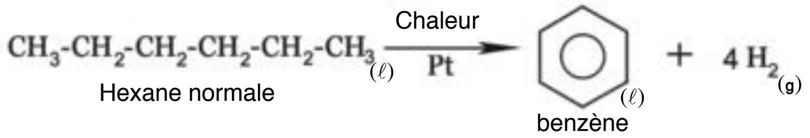
Par la distillation destructive du charbon (chauffer à l'abri de l'air) il se décompose en gaz, et en liquides dont la plus importante est une matière lourde et noire appelée la houille et il en reste le charbon de côke. Ensuite par la distillation fractionnée de la houille, on obtient des composés organiques d'une grande importance économique. Ce qui nous concerne c'est le benzène qui est obtenu à une température entre 80°C et 82°C

2. A partir des dérivès pétroliens aliphatiques

Vue que le benzéne aromatique est demandé comme étant une matière première importante dans les industries chimiques, on a pu l'obtenir à partir des sous produits pétroliens aliphatiques par deux méthodes:

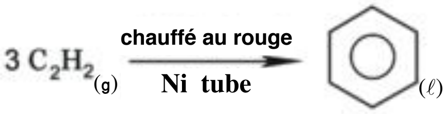
a) A partir de l'hexane normal:

on fait passer l'hexane normal à une température elevée sur un catalyseur en platine, cette méthode est appelée la reformation catalytique.



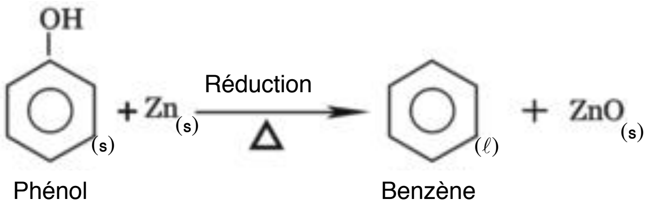
b) Polymérisation de l'acétylene:

On fait passer l'éthyne dans un tube en nickel chauffé au rouge



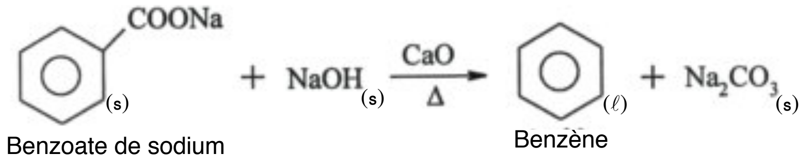
3. A partir du phénol:

on fait passer les vapeurs de phénol sur une poudre de zinc chaud qui réduit le phénol en benzène.



La préparation du benzène au laboratoire

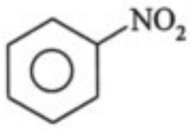
Par la distillation sèche du sel benzoate de sodium avec la chaux sodée on obtient le benzène pur (le même principe que celui du méthane).



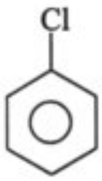
La nomenclature des dérivés du benzène

1. Le dérivé du benzène à 1 substitution est nommé en citant le nom de l'atome ou du radical qui entre dans l'anneau benzénique accompagné du mot benzéne. l'atome ou

le radical qui entre dans l'anneau benzénique attaque n'importe quel atome de carbone parmi les six atomes équivalents de l'anneau benzénique.



Nitrobenzène



chlorobenzène

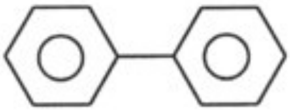
Le radical du benzène est appelé Aryl : Ar

C'est le radical provenant de l'arrachement d'un atome d'hydrogène du composé aromatique et on lui donne le symbole Ar.

En arrachant un atome d'hydrogène d'une molécule de benzène le radical Aryl produit est appelé phényl (C_6H_5 -)

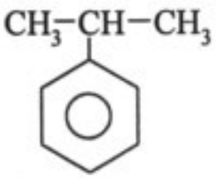
Exercice

La nomenclature de certains composés aromatiques



$C_6H_5—C_6H_5$

Dlphényl



2 - phényl propane

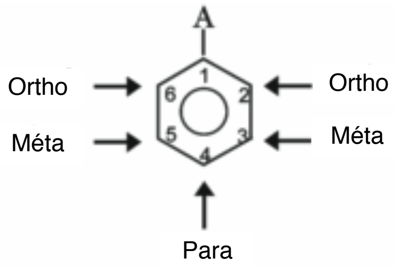
Quelle est la différence entre diphényl et naphthalène ? écrivez la formule moléculaire de chacun.

2. Si le cycle du benzéne est à deux substitutions, c'est à dire il porte deja un groupe, alors il y aura trois positions dans l'anneau cyclique : ortho (-O), meta (-m) et para (-p).

Ortho 2 et 6

Méta 3 et 5

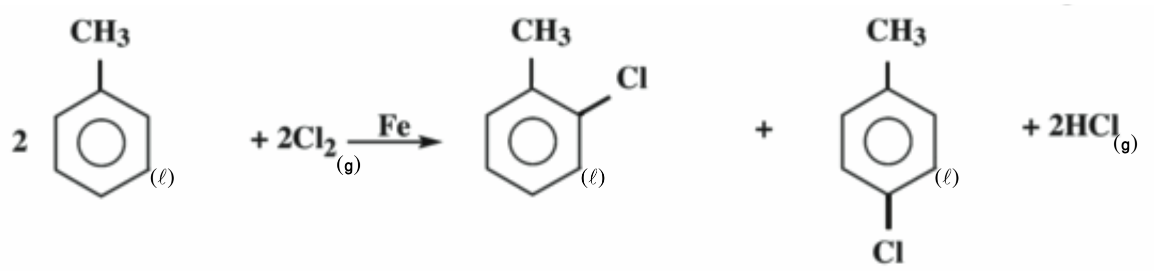
Para 4



Le produit obtenu dépend de la nature du groupe ou l'atome qui a déplacé le 1ère atome d'hydrogène dejà présent appelé le groupe orienteur, on a trouvé qu'il ya des groupes qui orientent vers les positions ortho ou para et d'autres groupes orientent vers la position méta.

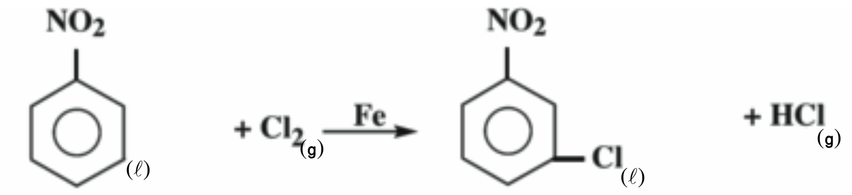
Parmi les groupes orienteurs de la position ortho ou para: les groupes Alkyl (-R) - hydroxyl (-OH) - amine ($-NH_2$) - l'atome de l'halogène (-X).

Exemple:



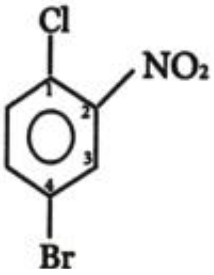
Toluène ortho-chlorotoluène para-chlorotoluène

Et parmi les groupes orienteurs de la position méta: le groupe des aldéhydes (-CHO) - le groupe des cétones (- C(=O) -) - le groupe carboxyle (- COOH) - le groupe nitro ($- NO_2$).



Nitrobenzéne métachloronitro benzène

4. Si le cycle du benzène est à trois substitutions, on ne peut pas utiliser les expressions orth, méta et para, mais on numérote les atomes de carbone dans l'anneau et on détermine le numéro de l'atome de carbone lié á chaque groupe, ensuite on ordonne les noms par ordre alphabétiques des lettres latines exemple : le brome prend un nombre avant le chlore et le chlore avant le groupe nitro de sorte que la somme des nombres soit la plus petite.



4 - Bromo, -1 - Chloro - 2 - Nitrobenzène,

La nomenclature d'aprés I.U.P.A.C. est par les nombres seulement

Les propriétés physiques du benzène

Le benzéne est un liquide transparent immiscible avec l'eau ayant une odeur caractéristique, son point d'ébullition atteint 80°C.

Les propriétés chimiques

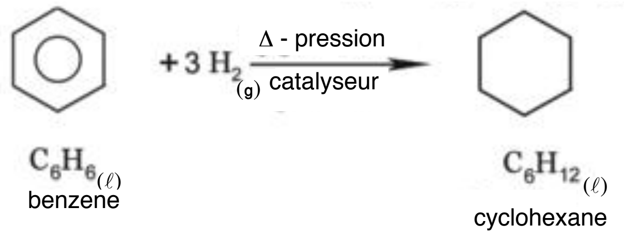
Il s'enflamme avec une fumée noire ce qui indique qu'il renferme un taux élevé de carbone.

Le benzéne réagit par addition et par substitution.

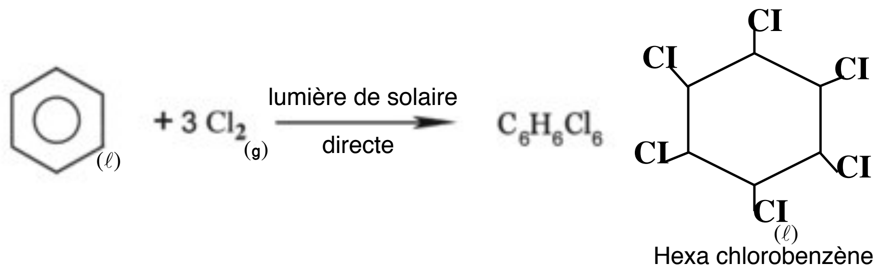
a) Les réactions d'addition

Malgré la présence des liaisons doubles dans la molécule du benzéne, les réactions d'addition du benzène sont difficiles et ne se passént que sous certaines conditions.

1. **L'addition de l'hydrogène:** (L'hydrogénation) le benzéne réagit avec l'hydrogène par la chaleur et la pression en présence d'un catalyseur pour produire le cyclohexane.



2. **L'halogénation :** le benzéne réagit avec le chlore et le brome à la lumière solaire formant l'hexahalide de l'hexane cyclique. Avec le chlore, il se forme l'insectiside connu par le nom gamexane.

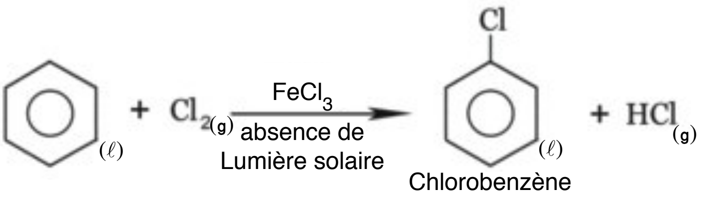


Hexa chlorobenzène
(gamexane)

B) Les réactions de substitution

Les réactions de substitution du benzène sont importantes, car elles nous permettent d'obtenir des composés ayant une grande importance économique. Ces réactions ont lieu par le déplacement d'un ou plusieurs atomes d'hydrogène par un ou plusieurs autres atomes ou radicals.

1. L'halogénation

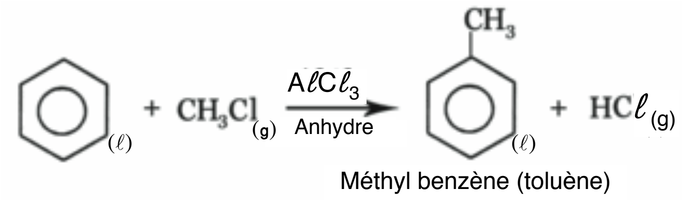


On peut remplacer un ou plusieurs atomes d'hydrogène de l'anneau benzénique par des atomes d'halogènes en présence d'un catalyseur convenable, le benzène réagit avec le chlore en absence de la lumière solaire et en présence du chlorure de fer III comme catalyseur donnant le chlorobenzène.

Les halides des Aryls sont produits en grande quantité pour être utilisés comme insecticides dont le plus célèbre est l'insectiside D.D.T. (dichloro diphényl trichloro éthane, La toxicité du D.D.T. est due à ce que la partie $>$CH-$CC\ell_3$ de la molécule se dissout dans le tissu graisseux de l'insecte et la tue. Il est très dangereux car il cause des problèmes d'environnement.

2. L'alkylation: la réaction de Friedel Kraft

Le benzène réagit avec l'halide alkyl (RX) en présence du chlorure d'aluminium anhydre comme catalyseur, le groupe alkyl remplace l'atome d'hydrogène dans l'anneau benzénique produisant l'alkyl de benzène.

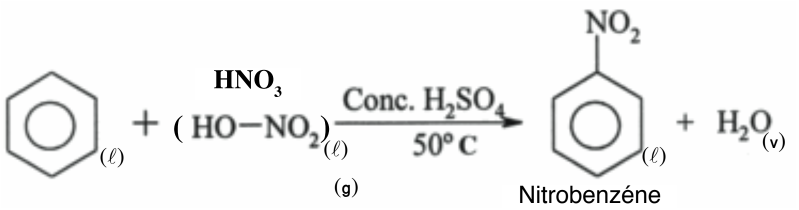


3. La nitration

Le benzéne réagit avec l'acide nitrique en présence de l'acide sulfurique concentré, le groupe nitro ($-NO_2$) remplace un atome d'hydrogène de l'anneau benzènique.

Les composès organiques polynitro ont un grand pouvoir d'explosion, car leurs molécules

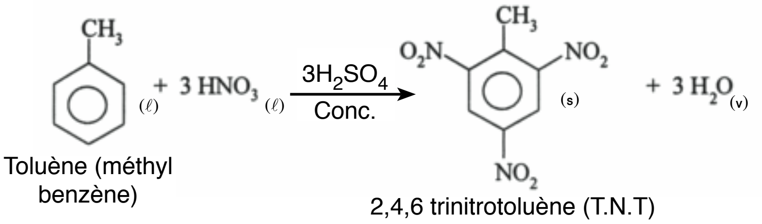
contiennent leurs propres combustibles: le carbone et l'oxygène, ce dernier est une matière oxydante. Ces composés brûlent rapidement produisant une grande quantité de gaz et de chaleur qui provoquent l'explosion, on interprète ceci par la faiblesse des liaisons N - O pour former deux liaisons plus fortes, l'une est C - O dans le dioxyde de carbone et l'autre liaison est N ≡ N dans la molécules d'azote.



La liaison	L'énergie de liaison par KJ/mole
N - O	201
C - O	358
N - N	941

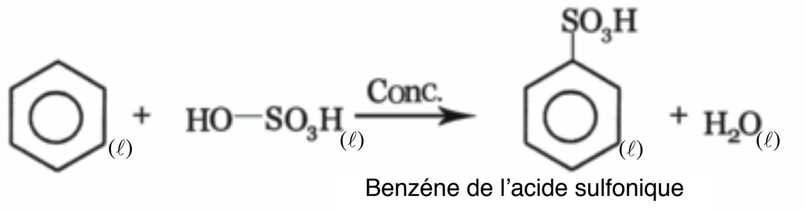
Parmi les composés organiques utilisés comme explosifs durant la deuxième guerre mondiale, on peut citer le trinitrotoluéne T.N.T Sa production continue jusqu'á maintenant.

Le T.N.T est préparé par la réaction du mélange de nitration (l'acide nitrique et l'acide sulfurique) concentré dans le rapport de 1 : 1 avec le toluéne.



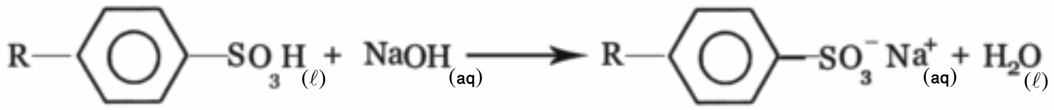
4. La sulfonation

C'est l'introduction du groupe acide sulfonique (-SO_3H) à la place d'un atome d'hydrogène dans l'anneau benzénique, le benzène aromatique réagit avec l'acide sulfurique concentré produisant le benzène de l'acide sulfonique.



Les détergents artificiels

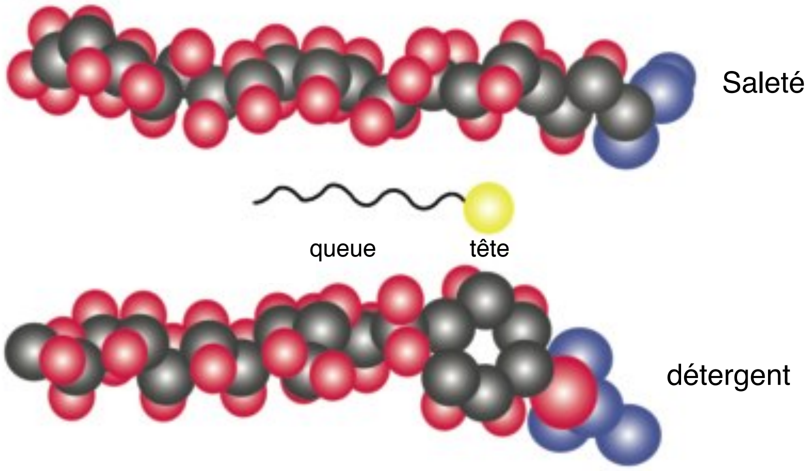
L'industrie des détergents artificiels est basée essentiellement sur les composés aromatiques de l'acide sulfonique après les avoir traités avec la soude caustique pour obtenir un sel sodique capable de se dissoudre dans l'eau.

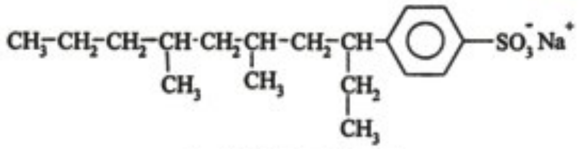


Alkyl benzène de l'acide sulfonique

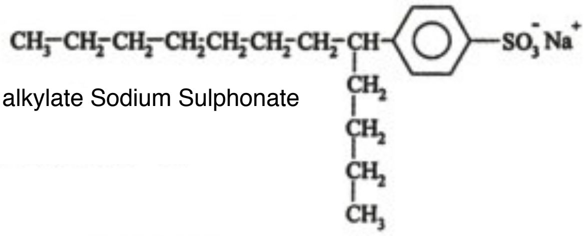
le sel sodique de l'alkyl benzène de l'acide sulfonique (détergent)

La molécule du détergent se compose de deux parties ; (la queue) qui est une longue chaîne de carbone, elle est hydrophobe et l'autre partie est la tête qui est un groupe hétérogene qui aime l'eau [hydrophile].





alkyl benzène Sodium Sulphonate (ABS)



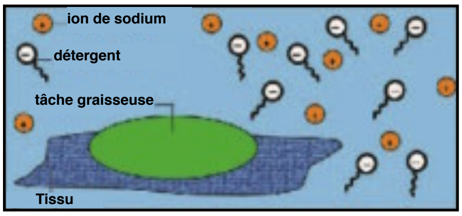
linéair alkylate Sodium Sulphonate

a lire seulement

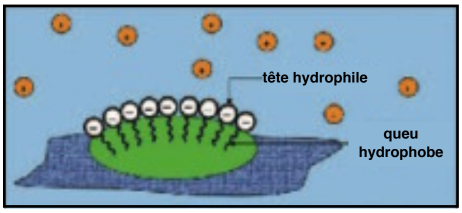
Comment les détergents fonctionnent ?

Les détergents sont capables d'éliminer les tâches et les impuretés.

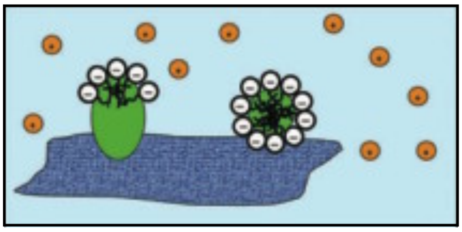
1. On voit ici de grandes surfaces d'impuretés collées aux tissus (la peau - ou autres surfaces).



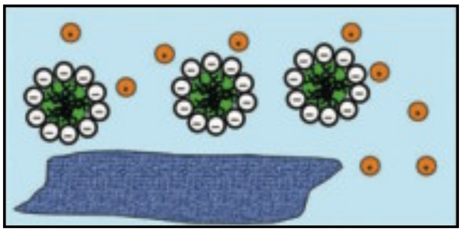
2. L'eau pure est incapable d'éliminer les impuretés car les graisses saturées par les impuretés sont insolubles dans l'eau.



3. Lorsque le détergent se dissout dans l'eau, ses molécules s'arrangent de sorte que la queue hydrophobe de chaque molécule se dirige du côté des impuretés et se colle aux tissus tandis que la tête hydrophile se dirige vers l'eau, ainsi la molécule s'enroule autour des impuretés et l'entoure.



4. Le tissu et les impuretés se couvrent complètement par les molécules du détergent et á la suite d'un frottement mécanique le nettoyage commence et comme il est connu que les charges semblables se repoussent, alors le tissu et les impuretés se repoussent l'un de l'autre, car les têtes des molécules qui la couvrent et qui sont en face l'un de l'autre portent des charges électriques positives.



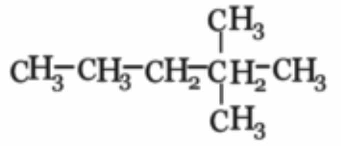
L'évaluation des hydrocarbures

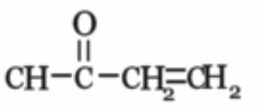
1. **Éris la formule structurale des composés suivants puis écris le nom corect d'aprés l'IUPAC.**
   a) 3 - pentère
   b) 1,1 diméthyl éthène.
   c) 3 - bromo propane
   d) 2 - élhyl, - 3 méthyl Butane

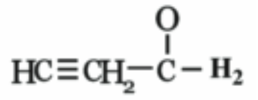
2. **Lesquelles des formules suivantes représentent les alcanes, les alcenes ou les alcynes**

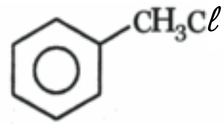
$$C_{40}H_{82} - C_4H_{10} - C_6H_{12} - C_5H_{12} - C_3H_8$$

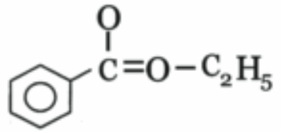
3. **Ecrivez les formules structurales suivantes correctement**

a) 

b) 

c) 

d) 

e) 

4. **Ecrivez les formules structurales des composés suivants :**
   a) 3- méthyl - 1- pentyne
   b) 4- propyl - 2- heptène
   c) 4- méthyl - 1- hexène
   d) 1- chloro - 2 - phenyléthane
   e) 4- chloro - 4 - méthyl 2-pentène

5. **Ecrivez les formules structurales des hydrocarbures suivants:**
   a) Un hydrocarbure non annulaire ayant 6 atomes de carbone et 2 liaisons doubles.
   b) Un hydrocarbure non annulaire ayant 6 atomes de carbone et 3 liaisons triples.
   c) Un hydrocarbure non annulaire ayant 5 atomes de carbone et 1 liaison double.
   d) Un hydrocarbure annulaire à 5 atomes de carbone et tous les liaisons sont simples.

6. Lesquelles des réactions suivantes sont des réactions d'addition:

1. $C_4H_{8(g)} + C\ell_{2(g)} \longrightarrow C_4H_8C\ell_{2(g)}$
2. $C_7H_{16(\ell)} \longrightarrow C_7H_{8(\ell)} + 4H_{2(g)}$
3. $C_6H_{6(\ell)} + C_2H_5C\ell_{(\ell)} \longrightarrow C_8H_{10(\ell)} + HC\ell_{(g)}$
4. $C_3H_{6(g)} + C\ell_{2(g)} \longrightarrow C_3H_6C\ell_{2(g)}$

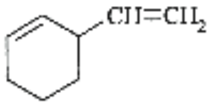
7. On peut préparer le benzène de l'hexane normale en le faisant passer sur un catalyseur à une température éleveé par une méthode appelée la reformation catalytique. Quel est le nom de l'alcane qu'on peut utillser pour préparer le toluène par cette méthode.

To Luène

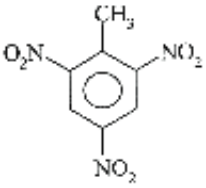
8. Quel est le nombre de moles d'hydrogène necéssaire pour réagir avec une mole de ce qui suit pour obtenir des composés saturés:

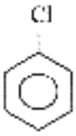
1. $CH_3-CH=CH-CH=CH-CH_3$

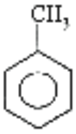
2.

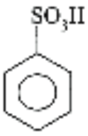
3. 

9. Quelles sont les matières nécessaries pour préparer ce qui suit:

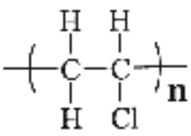
a) 

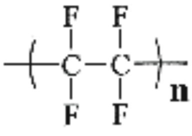
b) 

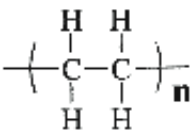
c) 

d) 

10. Donner la formule structurale des monomères nécessaires pour préparer les polymères suivants:



–


–


11. Dessiner les 3 premières unités répetées des polymères d'addition des monomères suivants:

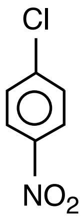
L'éthène - 1,2 - dichloroéthène - 2 - méthyl - 1-propène

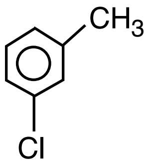
12. Ecriver les noms des composés suivants selon l'I.U.P.A.C:

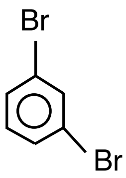
1. $CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - C \equiv CH$

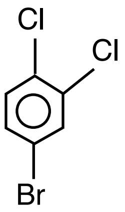
2. $CH_3 - CH_2 - \underset{\displaystyle |}{CH} - C \equiv CH$
   $\qquad\qquad\quad CH_2 - CH_2 - CH_3$

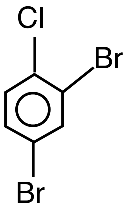
3. $CH_3 - C \equiv C - \underset{\displaystyle |}{CH} - CH_3$
   $\qquad\qquad\quad CH_2 - CH_3$

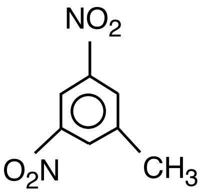
4. 

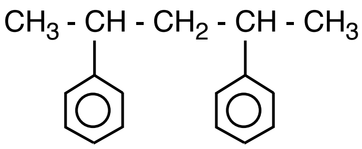
5. 

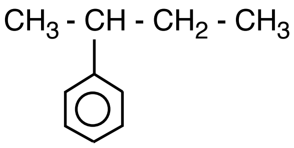
6. 

7. 

8. 

9. 

10. 

11. 

13. Commentez :

a) Les composés organiques sont nombreux.

b) La formule structurale est meilleure que la formule moléculaire.

c) Les alcanes sont des composés saturés tandis que les alcènes sont insaturés.

14. Expliquez les étapes suivies pour détecter la présence des éléments carbone et hydrogène dans un composé organique avec les réactions symboliques équilibrées.

15. Expliquez comment préparer le gaz méthane au laboratoire, dessinez l'appareil et écrivez l'équation de la réaction.

16. Expliquez comment préparer le gaz ethène au laboratoire, dessinez l'appareil, et écrivez l'équation de la réaction.

17. Expliquez l'éffet de l'ethène sur :

L'eau de brome - une solution de permanganate de potassium dans un milieu alcalin.

18. Comment obtenir l'éthanal de l'éthène.

19. Expliquez la réaction de l'éthène avec ce qui suit :

L'hydrogène - le brome dissout dans le tétrachlorure de carbone - l'halide de l'hydrogène.

20. Comment préparer le benzène du benzoate de sodium ? écrivez l'équation de la réaction.

21. Expliquez ce qui se passe dans les cas suivants en citant les conditions necessaries à la réaction:

a) hydrogénation du benzène en présence d'un catalyseur.

b) la sulfonation du benzène.

c) Comment obtenir le toluène du benzène.

22. Ecriver les équations chimiques qui représentent les réactions suivantes.

1. une réaction d'addition.
2. une réaction d'arrachement.
3. le craquage catalytique thermique.
4. une réaction de substitution.
5. la réaction de bayer.
6. la nitration.
7. L'hydrogénation.
8. la polymérization par addition.
9. l'hydratation catalytique.
10. une réaction d'oxydation.
11. la réaction de fridiel Kraft.
12. la sulfonation.
13. l'halogénation.
14. une réaction d'arrachement de l'eau.

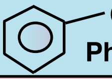
Les dérivés des hydrocarbures

Introduction

Autrefois les composés organiques étaient classés d'après leurs propriétés physiques comme la couleur ou l'odeur ainsi que quelques propriétés chimiques. Avec le progrès des méthodes d'analyse chimique, on a trouvé que les propriétés phsiques et chimiques sont basées sur quelques groupes appelés groupes fonctionnels.

Les groupes fonctionnels

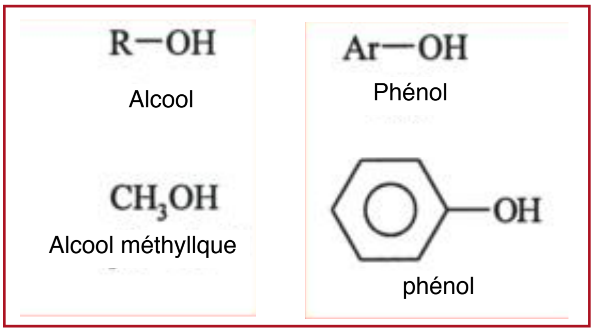
C'est un atome ou un groupe d'atome qui constituent une partie de la molécule du composé mais leurs rôles (propriétés) apparaissent sur toute la molécule. On classé les composés organiques d'après leurs groupes fonctionnels. Le tableau suivant présente les composés organiques et leurs groupes fonctionnels.

Le composé	Formule générale	Le groupe fonctionnel	Exemple
Les alcools	R-OH	Hydroxyle - OH	CH_3OH Alcool méthylique
Les phénols	Ar-OH	Hydroxyle - OH	 OH Phénol
Les Ethers	R-O-R	Ether - O -	CH_3-O-CH_3 diméthyle éther
Les aldéhydes	R-CHO	H I Formyle - C = O	CH_3-CHO acétaldehyde
Les cétones	O II R-C-R	I Carbonyle - C = O	O II CH_3-C-CH_3 Acétone
Les acides carboxylés	O II R-C-OH	Carboxyle - COOH	CH_3COOH acide acétique
Les esters	O II R-C-OR	Ester - COOR	CH_3 $COOC_2H_5$ Ester acétate d'éthyle
Les amines	R-NH_2	Amino - NH_2	C_2H_5-NH_2 éthyle amine

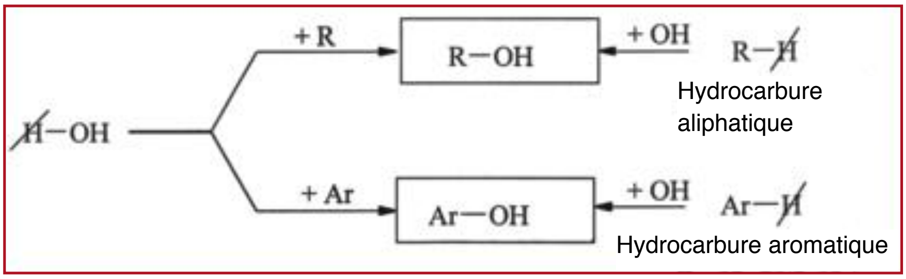
Les alcools et les phénols

Les alcools ou les phénols sont des composés organiques. Leur molécule renferme un ou plusieurs groupes hydroxyle:

- Si le groupe hydroxyle est lié a un groupe alkyle, on a un alcool.
- Si le groupe hydroxyle est lié a un groupe aryle, on a un phénol.



Les alcools et les phénols sont considérés comme étant des dérivés de l'eau dans laquelle un atome d'hydrogène est remplacé par un groupe alkyle ou aryle, ou des dérivés hydroxylés des hydrocarbures aliphatiques ou aromatiques en remplacant un ou plusieurs atomes d'hydrogène par un nombre égal de groupe hydroxyle.



Les Alcools

Nomenclature :

Il ya deux méthodes:

A) Nomenclature commune:

Le nom de l'alcool peut être dérivé du radical alkyle en ajoutant le mot "Alcool"

Exemple:

CH_3-OH	alcool méthylique
C_2H_5-OH	alcool éthylique

B) Nomenclature de l'IUPAC:

Le nom de l'alcool est dérivé de l'alcane correspondant en remplaçant le suffixe "ane" par "ol" tout en numérotant la chaîne carbonique du côté le plus proche du groupe hydroxyle (-OH).

Exemple:

CH_3 - OH	méthanol
C_2H_5 - OH	éthanol

On peut obtenir du pentane trois isomères alcooliques différents:

$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - OH$ 1-pentanol

$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH - CH_3$ 2-pentanol
(OH sur le CH)

$CH_3 - CH_2 - CH - CH_2 - CH_3$ 3- pentanol
(OH sur le CH)

Remarque:

Dans la nomenclature commune on utilise le terme "ISO" avec le radical alkyle si l'atome de carbone du groupe hydroxyle est lié à deux atomes de carbone.

$CH_3 - CH_2 - CH_2 - OH$

1- propanol
Alcool propylique normale

$CH_3 - CH - OH$ (avec CH_3 sur le CH)

2- propanol
Alcool isopropylique

Exercice :

1. Ecrivez le nom commun et celui de l'IUPAC des alcools suivants:

$CH_3 - CH - CH_3$ (OH sur le CH)

$CH_3 - CH_2 - CH - CH_3$ (OH sur le CH)

2. Ecrivez la formule structurale des alcools suivants :

a) Alcool isopentylique.

b) 2,2-diméthyle butanol.

Classification des alcools

Les alcools sont classés d'après le nombre de groupe hydroxyle contenu dans la molécule en 4 genres:

Monohydroxylés
CH_3 - OH
Le méthanol

Dihydroxylés
$C_2H_4\ (OH)_2$
Ethylène glycol
CH_2 - CH_2
| |
OH   OH

Trihydroxylés
$C_3H_5\ (OH)_3$
Glycérol
CH_2 - CH - CH_2
| |
OH   OH   OH

Polyhydroxylés
$[C_6H_8(OH)_6]$
Sorbitol
CH_2 - OH
|
$(CHOH)_4$
|
CH_2OH

On peut classer les alcools monohydroxylés en trois classes d'après le nombre d'atomes d'hydrogène et le nombre du groupe alkyle lié au groupe carbynole (c'est-à-dire l'atome de carbone portant le groupe hydroxyle - C - OH).

Alcools primaires
Le groupe carbynole est lie à un seul groupe alkyle et à 2 atomes d'hydrogène
H
|
CH_3 [-C - OH]
|
H
Alcool éthylique
éthanol

Alcools secondaires
Le groupe carbynole est lie à 2 groupes alkyle et à un seul atome d'hydrogène
H
|
CH_3 [-C - OH]
|
CH_3
Alcool propylique secondaire
(Alcool isopropylique)
2- propanol

Alcools tertiaires
Le groupe carbynole est lie à 3 groupes alkyle
CH_3
|
CH_3 [-C - OH]
|
CH_3
Alcool butyliquo tertiaire
(2- méthyle 2-propanol)

Exercice :

Donnez le genre des alcools suivants:

1. $CH_3 - CH(OH) - CH_2 - CH_3$	Alcool secondaire mono hydroxylé.
2. $C_2H_4\ (OH)_2$	Alcool dihydroxylé.
3. $(CH_3)_2CH - CH_2 - OH$	Alcool primaire monohydroxylé
4. $C_6H_8\ (OH)_6$	Alcool poly hydroxylé.
5. $CH_3 - CH_2 - C(CH_3)_2 - OH$	Alcool tertiaire monohydroxylé

Alcool primaire monohydroxylé

Exemple: alcool éthylique (éthanol)

C_2H_5OH

L'éthanol est un des plus anciens composés organiques. Il est obtenu naturellement par la fermentation alcoolique du sucre ou de l'amidon. Il était déjà préparé par les pharaons, il y a plus de trois mille ans.

Préparation industrielle de l'éthanol

1. Par fermentation alcoolique:

Environ 20% de l'éthanol dans le monde entier est fabriqué par la fermentation alcoolique du sucre ou de l'amidon surtout dans les pays où la culture de canne à sucre, de betteraves et de maïs est fréquente. En Egypte, on prépare l'éthanol du mélasse, c'est la solution sucrée qui reste après la préparation du sucre (Compagnie égyptienne du sucre et de distillation - Hawamdeya) La fermentation alcoolique est obtenue en ajoutant la levure de bière au mélasse (sucrose) ainsi se forme l'éthanol et le dioxyde de carbone selon les étapes suivantes:

$$C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O \xrightarrow{\text{Hydrolyse}} \underset{\text{glucose}}{C_6H_{12}O_6} + \underset{\text{fructose}}{C_6H_{12}O_6}$$

$$2C_6H_{12}O_6 \xrightarrow[\text{(enzyme Zymase)}]{\text{levure de bière}} 2C_2H_5OH + 2CO_2$$

2. Par hydratation catalytique de l'éthylène (Ethène) :

C'est la méthode connue pour préparer l'éthanol, on la trouve surtout dans les pays qui produisent le pétrole. On l'obtient par le craquage des produits pétroliers qui forment l'éthylène (gaz) suivi de l'hydratation catalytique en présence de l'acide sulfurique ou phosphorique.

$$\text{Produits pétroliers} \xrightarrow{\text{Craquage}} CH_2 = CH_{2(g)} + H_2O_{(\ell)} \xrightarrow[110°C]{\text{dil } H_2SO_4} C_2H_5OH_{(v)}$$

C'est pourquoi on considère l'éthanol comme l'un des produits pétrochimiques (ce sont les matières chimiques qui proviennent du pétrole).

Remarque:

L'éthylène est le seul alcène qui forme un alcool primaire par hydratation catalytique. Mais le reste des alcènes forment des alcools secondaires ou tertiaires **(Règle de Markownikoff)**.

$$\underset{\text{propène}}{CH_3 - CH = CH_{2(\ell)}} + H_2O_{(\ell)} \xrightarrow{H_2SO_4} CH_3 - \underset{\substack{| \\ OH}}{CH} - CH_{3(\ell)}$$

2- propanol (Alcool Secondaire)

$$CH_3 - \overset{\substack{CH_3 \\ |}}{C} = CH - CH_{3(\ell)} + H_2O_{(\ell)} \xrightarrow{H_2SO_4} CH_3 - \underset{\substack{| \\ OH}}{\overset{\substack{CH_3 \\ |}}{C}} - CH_2 - CH_{3(\ell)}$$

2- méthyle - 2- butène

2- méthyle - 2- butanol (alcool tertiaire)

L'alcool dénaturé (alcool rouge)

L'alcool pur (96% de concentration) est soumis à une taxe de production élevée pour diminuer son usage comme boisson alcoolique car il a des effets nocifs sur la santé et sur la société.

L'éthanol est d'une grande importance car il est utilisé comme combustible et comme base pour fabriquer d'autres produits chimiques.

Èconomiquement, pour ne pas être obligé d'augmenter son prix, on lui ajoute certains produits toxiques comme le méthanol et à mauvaise odeur comme la pyridine et certaines substances colorantes. On ne peut plus alors retirer ces matières rajoutées à l'éthanol que par des procédés chimiques très compliqués et légalement défendus.

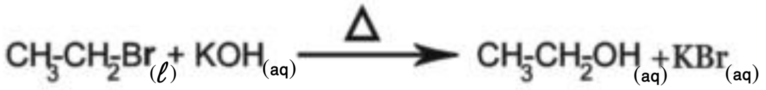
Méthode générale pour la préparation des alcools

En chauffant les halides alkyles, dont le groupe alkyle est celui de l'alcool, avec la solution aqueuse des bases fortes, l'halogène est remplacé lentement par le groupe hydroxyle ainsi on obtient l'alcool correspondant.

$$RX + KOH_{(ag)} \xrightarrow{\Delta} R - OH + KX$$

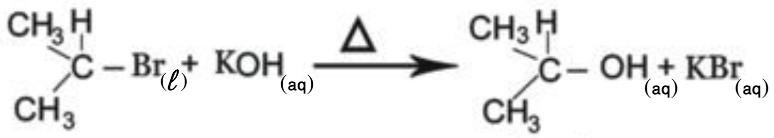
Alkyle ← R ; X → Halogène

Exemple :



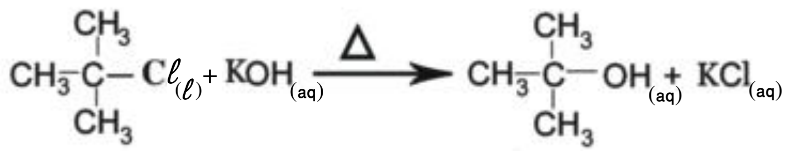
Bromo éthyl

Ethanol
(Alcool primaire)



2-Bromo Propanol

2- Propanol
(Alcool secondaire)



2 - chloro - 2 - methyl propane

2 - méthyle - 2 - propanol

Remarque:

Le pouvoir de l'hydrolyse dépend de la nature des halogènes. On peut les classer d'après la facilité avec laquelle on peut les déplacer comme suit:

Les Chlorures < Les Bromures < Les Iodures

Cela signifie que l'iodure subit une hydrolyse plus facile que les bromures et les chlorures.

Exercice :

Citez l'halide alkyle convenable pour préparer les alcools suivants (avec les réactions).

1) Méthanol
2) 2-Butanol.
3) 2- méthyle - 2- pentanol.

Propriétés générales des alcools

Propriétés physiques:

Les alcools sont neutres, incolores. Les premiers membres sont des liquides légers complètement miscible avec l'eau. Les membres moyens sont des liquides huileux. Les membres supérieurs sont des solides qui ont un aspect cireux.

Les alcools (surtout les premiers membres) sont différents des paraffines. Les alcools se dissolvent dans l'eau: ceci est dû à la présence du groupe hydroxyle polaire capable de former des liaisons hydrogénées entre les molécules d'alcools et les molécules d'eau. La solubilité de l'alcool dans l'eau augmente par l'augmentation du nombre de groupe hydroxyle dans la molécule.

Les alcools ont un point d'ébullition élevé à cause de la liaison hydrogène entre les molécules elles-mêmes.

Alcool	Point d'ébullition
C_2H_5OH Ethanol	78°C
$C_2H_4(OH)_2$ Ethylène glycol	197°C
$C_3H_5(OH)_3$ Glycérol	290°C

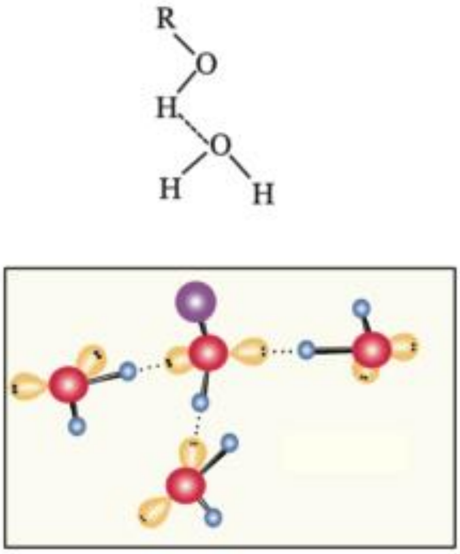


Fig. (5 - 9)
Les liaisons hydrogénées entre les molécules d'alcools et l'eau.

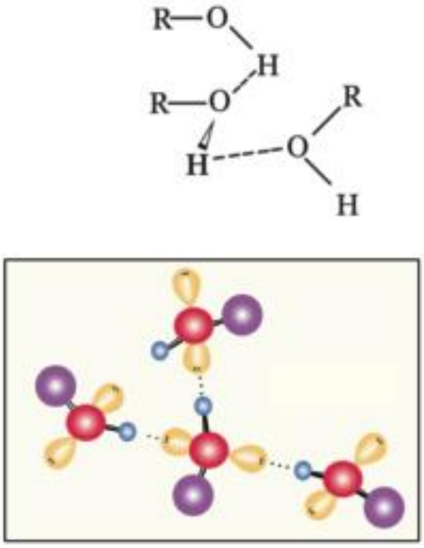


Fig. (5 - 10)
Les liaisons hydrogénées entre les molécules d'alcools elles - mêmes.

Propriétés Chimiques

On peut subdiviser les réactions chimiques de l'alcool en:

1. Réactions concernant l'hydrogène du groupe hydroxyle.
2. Réactions concernant le groupe hydroxyle.
3. Réactions concernant l'hydrogène groupe carbynole.
4. Réactions concernant toute la molécule.

1. Réactions concernant l'hydrogène du groupe hydroxyle

a) acidité des alcools:

Les alcools ont un effet neutre sur le tournesol. Mais, on peut distinguer un caractère acide faible dans leur réaction avec les métaux actifs comme le sodium et le potassium qui remplacent l'hydrogène du groupe hydroxyle.

$$2ROH + 2K \longrightarrow \underset{\text{alkoxyde de potassium}}{2ROK} + H_2$$

Ceci est dû à l'électronégativité de l'oxygène qui lui permet d'attirer les électrons de la liaison avec l'hydrogène dans le groupe hydroxyle ce qui facilite la rupture de cette liaison covalente polaire ainsi le métal remplace l'hydrogène.

$$2C_2H_5OH_{(\ell)} + 2Na_{(s)} \longrightarrow \underset{\text{Ethoxyde de sodium}}{2C_2H_5ONa_{(\ell)}} + \underset{\text{Brûle avec éclat}}{2H_{2(g)}}$$

Exercice : Ecrivez la réaction du méthanol avec le sodium.

Etude pratique:

Mettre un petit morceau de sodium dans un tube à essais contenant 5 ml d'éthanol. Boucher le tube avec le doigt. On remarque des effervescences. Et en approchant une allumette du gaz qui est emprisonné dans le tube: il brûle avec éclat, ce qui prouve que c'est de l'hydrogène. Par l'évaporation de la solution sur un bain d'eau chaude, il en résulte une matière solide blanche c'est l'éthoxyde de sodium.

$$C_2H_5ONa_{(\ell)} + H_2O_{(\ell)} \longrightarrow C_2H_5OH_{(\ell)} + NaOH_{(aq)}$$

b) Formation des esters:

Les alcools réagissent avec les acides organiques formant les esters, durant cette réaction l'hydrogène se sépare du groupe hydroxyle de l'alcool et le - OH se sépare du groupe carboxyle de l'acide. Ceci a été prouvé en traitant l'éthanol contenant l'isotope radioactif de l'oxygène (^{18}O) avec l'acide éthanoïque contenant l'oxygène (^{16}O). On a trouvé que l'oxygène de l'eau est l'oxygène normale (^{16}O). La réaction d'estérification est une réaction réversible c'est pour cela qu'on ajoute l'acide sulfurique concentré pour absorber l'eau et empêcher la réaction réversible.

$$CH_3 - CO_{(\ell)}\ \boxed{OH + H}\ OC_2H_{5(\ell)} \xrightarrow[\text{CONC}]{H_2SO_4} CH_3 - COOC_2H_{5(aq)} + H_2O_{(\ell)}$$

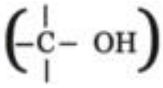
2. Réactions concernant le groupe hydroxyle

Les alcools renferment le groupe hydroxyle ainsi ils réagissent avec les acides halogénés et l'acide sulfurique concentré. L'éthanol réagit avec l'acide Chlorhydrique concentré en présence du chlorure de zinc (comme catalyseur) formant le chlorure d'éthyle.

$$C_2H_5OH_{(\ell)} + HCl_{(\ell)} \xrightarrow{ZnCl_2} C_2H_5Cl_{(aq)} + H_2O_{(\ell)}$$

Exercice : Comment transformer le chlorure d'éthyle en éthanol et vice-versa.

3. Réactions concernant le groupe carbynole



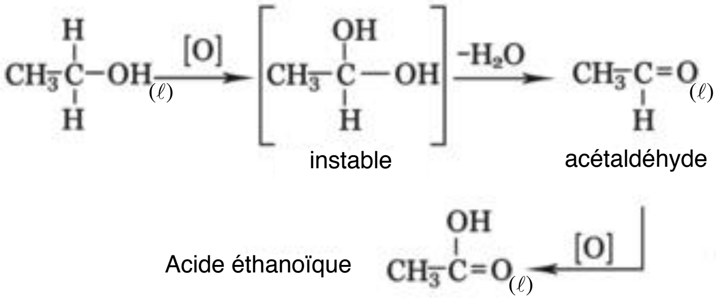
Les alcools s’oxydent avec les agents oxydants comme le bichromate de potassium acidifié avec l’acide sulfurique concentré (acide chromique) ou le permanganate de potassium acidifié. L’agent oxydant transforme l’hydrogène du groupe carbynole en groupe hydroxyle mais la présence de deux groupes hydroxyles sur le même atome de Carbone forme un composé instable.

A) Oxydation des alcools primaires:

Les alcools primaires s’oxydent en deux étapes parce que le groupe carbynole est lié à deux atomes d’hydrogène: le premier atome d’hydrogène s’oxyde en aldéhyde et le deuxième continue l’oxydation jusqu’à l’acide.

Exemple :

L’éthanol s’oxyde en acétaldéhyde suivi par l’acide acétique.



Exercice pratique :

Mettez trois ml. d’éthanol dans un tube à essai puis ajoutez la même quantité de bichromate de potassium acidifié par l’acide sulfurique concentré. Laissez dans un bain-marin environ 10 minutes. Constatez que la couleur orange se transforme en vert et l’odeur du vinaigre (acide éthanoïque) apparaît. Si on utilise le permanganate de potassium acidifié, le violet se décolore.

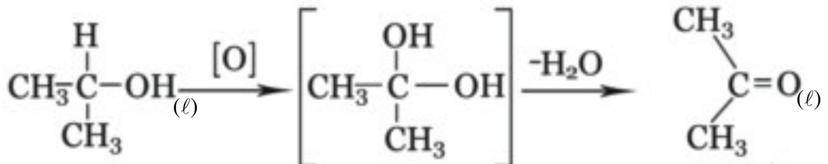
Fig (5 - 11) La mise en évidence des chaffeurs ivres

Cette réaction est utilisée pour mettre en évidence les chauffeurs ivres. On leur permet de souffler dans un ballon à travers un tube contenant le silica-gel saturé par le bichromate

de potassium acidifié par l'acide sulfurique. L'air expiré par le chauffeur passe à travers le tube. Si ce dernier est ivre, le bichromate de potassium orange à l'intérieur du tube, devient vert.

B) Oxydation des alcools secondaires:

Le groupe carbynole des alcools secondaires est lié à un seul atome d'hydrogène qui s'oxyde en une seule étape formant le cétone.



2- propanol (alcool iso propylipue) — composé instable — Acétone

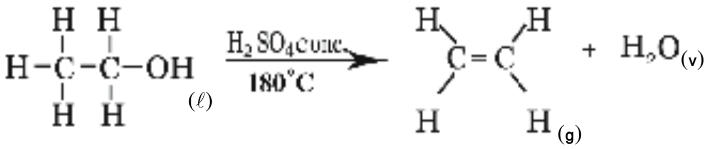
c) Oxydation des alcools tertiaires:

Ils ne s'oxydent pas dû à l'absence des atomes d'hydrogène sur le groupe carbynole.

4. Réactions concernent toute la molécule

Déshydratation:

Les alcools réagissent avec l'acide sulfurique concentré. Le produit de la réaction dépend de la température et du nombre de molécules de l'alcool. Si la température est 180°C, une molécule d'eau est enlevée de chaque molécule d'alcool.



Remarque:

Si la température est 140°C, l'acide enlève une molécule d'eau de chaque deux molécules d'alcool.

$$\begin{matrix}C_2H_5OH\\ C_2H_5OH_{(\ell)}\end{matrix} \xrightarrow[140^{\circ}C]{H_2SO_4\,Conc.} C_2H_5-O-C_2H_{5(g)} + H_2O_{(v)}$$

Diéthyle éther

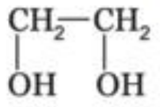
(1) Importance économique de l'alcool

1. Utilisé comme solvant organique des huiles et des graisses.

2. Fabrication des produits pharmaceutiques, des colorants et des vernis.
3. Utilisé dans les solutions de lavage buccale (Stérilisation de la bouche et des dents) pour tuer les microbes.
4. Utilisé dans la fabrication des parfums et des boissons alcooliques. Il est ici important de mentionner les dommages que ce boissons exercent sur la santé (fibrose du foie et cancer de l'estomac).
5. On le mélange avec le gasoline pour l'utiliser comme essence des voitures dans quelques pays comme le Brésil.
6. Entre dans la composition de l'alcool dénaturé (85% Ethanol + 5% méthanol + 1% autres composés + couleur, odeur et 9% de l'eau).
7. L'éthanol se solidifie à (-110,5°C) c'est pourquoi il est utilisé dans les thermomètres a basse température (-50°C).

(2) Les alcools dihydroxylés

L'éthylène glycol

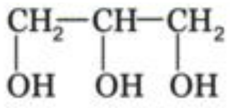


1, 2 - dihydroxy éthane

1. Utilisé dans les radiateurs des voitures dans les régions froides pour empêcher la congélation de l'eau.
2. Utilisé dans les liquides de freins hydrauliques, l'encre d'imprimerie et l'encre sèche.
3. Utilisé pour préparer le polyéthylène glycol (PEG) qui entre dans la fabrication des fibres Dacron, des films photographiques et des rubans d'enregistrement.

(3) Les alcools tri hydroxylés

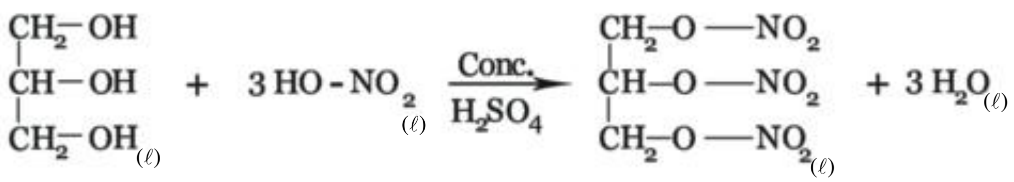
glycérol :



1, 2, 3 - trihydroxy propane

Usages du glycérol:

- Utilisé dans la fabrication des produits pharmaceutiques et cosmétiques comme agent rafraîchissant.
- Entre dans l'industrie du tissage pour donner aux tissus de l'élasticité et de la souplesse.
- Utilisé dans la fabrication d'explosif. Lorsqu'on traite la glycérine par un mélange d'acide nitrique concentré en présence d'acide sulfurique concentré, on obtient la nitroglycérine (trinitroglycèrine).



- Le nitroglycérine est aussi utilisé pour la dilatation des artères lors des crises cardiaques.

(4) Les alcools polyhydroxylés

On considère les carbohydrates comme des aldéhydes ou des cétones polyhydroxylés c'est-à-dire qu'ils contiennent plusieurs groupes hydroxyle à côté du groupe aldéhyde ou groupe cétone.

Exemple:

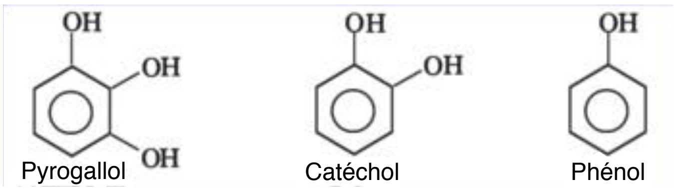
Le glucose ou le fructose $C_6H_{12}O_6$

CHO – $(CHOH)_4$ – CH_2OH	CH_2-OH – $C=O$ – $(CHOH)_3$ – CH_2-OH
glucose	**fructose**

Les Phénols

Les phénols sont des composés dont les groupes hydroxyles sont liés au carbone d'un noyau aromatique.

Exemples :



1,2,3 trihydroxybenzène 1,2 dihydroxybenzène

On étudie le phénol comme exemple.

Le phénol: (Acide carbolique C_6H_5OH)

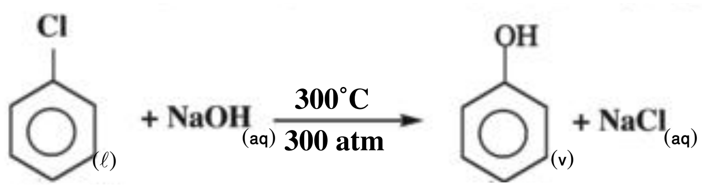
C'est un composé organique qui a une grande importance économique. C'est une matière

première pour plusieurs produits comme les polymères, les teintures, les désinfectants et les produits salicyliques (Aspirine) et l'acide picrique.

Méthodes d'obtention du phénol

1. Par distillation fractionnée du goudron de houille.
2. A partir des composés halogénés aromatiques:

Par l'hydrolyse de ces composés, en les chauffant avec l'hydroxyde de sodium à haute température (300°C) et à forte pression (300 atm.).



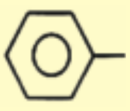
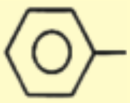
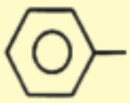
Propriétés physiques

- A un effet caustique sur la peau, odeur caractéristique.
- Point de fusion 43°C.
- Peu soluble dans l'eau, sa dissolution augmente avec l'élévation de température.
- Il est complètement miscible à l'eau à 65°C.

Propriétés chimiques

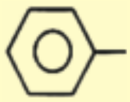
1. Acidité du phénol:

L'acidité des phénols est dû à la présence de l'ion hydrogène positif (proton). Dans le tableau suivant on remarque que l'alcool et le phénol réagissent avec les métaux actifs comme le sodium et l'hydrogène se dégage. Ceci est dû à la polarité de la liaison (O-H) qui augmente dans les phénols. On peut prouver cette propriété par la réaction avec les alcalins comme la soude caustique. Le noyau benzène dans les phénols augmente la longueur de la liaison (O-H) qui devient faible et ceci facilite la séparation de l'ion d'ydrogène c'est pourquoi on appelle le phénol acide carbolique.

	Sodium	Hydroxyde de sodium
Alcool R - OH	R-ONa + H_2	Pas de réaction
Phénol  OH	 ONa + H_2	 ONa + H_2O

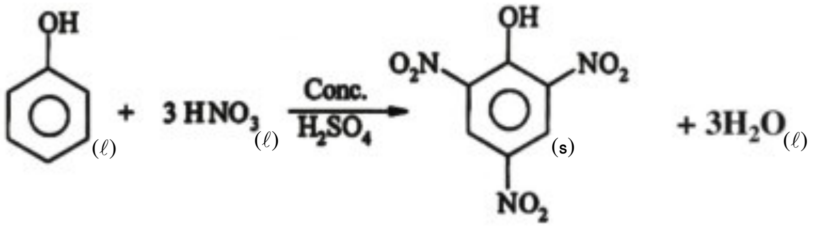
Le noyau benzène diminue la longueur de liaison entre l’atome du carbone du phénol et l’atome oxygène du groupe hydroxyle et la rend plus forte. C’est pourquoi le groupe hydroxyle ne peut pas être détaché du phénol lors de sa réaction avec les acides contrairement aux alcools.

2. La réaction du phènol avec les acides halogénès par rapport à l’alcool.

	Alcool R - OH	Phénol  OH
HCℓ	RCℓ + H_2O	Pas de réaction à cause de la force de la liaison entre l’oxygène et le noyau benzène.

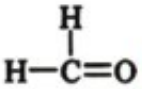
3. Nitration du phénol:

Le phénol réagit avec l’acide nitrique concentré en présence L’acide sulfurique concentré formant le 2,4,6 trinitrophénol, acide picrique (nom commercial) utilisé comme explosif et aussi comme produit désinfectant pour le traitement des brûlures. L’acide picrique colore la peau en jaune et il est difficile de le supprimer, il dure quelques jours jusqu’à ce que la peau se détruite.

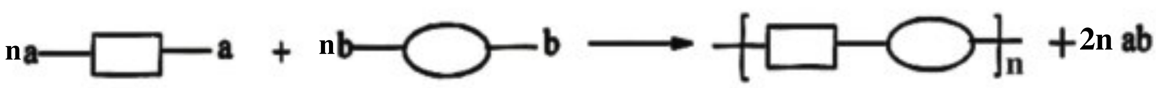


2,4,6-trinitrophénol
(Acide picrique)

4. Avec le formaldéhyde:



Le formaldéhyde réagit avec le phénol dans un milieu acide ou basique formant un copolymère. La polymérisation par condensation forme un polymère appellé bakélite. La polymérisation par condensation: c'est l'union de deux monomères différents en éliminent une molécule d'eau.



La première étape a lieu par la réaction d'une molécule de formaldéhyde avec deux molécules de phénol en éliminant une molécule d'eau. Les molécules du copolymère se lient succéssivement pour former un polymère réticulé.

La Bakélite est un genre de plastique réticulé de couleur marron foncé qui résiste à la chaleur. Elle est utilisée dans les cendriers des cigarettes et certains instruments électriques parce qu'elle est un bon isolant de l'électricité.

Mise en évidence du Phénol

1. Si on ajoute quelques gouttes de chlorure de fer III à une solution de phénol, elle devient violette.
2. En ajoutant l'eau de brome à la solution du phènol il se forme un précipitè blanc.

Evaluation des alcools et des phénols

1. Expliquez brièvement chacun de ce que suit:

a) Acidité des alcools et des phénols.
b) L'alcool dénaturé.
c) Réaction de formation de l'ester.
d) Usages de l'éthanol.
e) Acide picrique.
f) Trinitro glycerol.

2. Choisissez de la colonne (B) ce qui convient à la colonne (A) :

(A)	(B)
1. Alcool trihydroxylé	1. Pyrogallol.
2. Alcool tertiaire	2. Sorbitol
3. Alcool secondaire	3. Phénol
4. 1,2,3-trihydroxybenzène	4. Acide picrique
5. Alcool dihydroxylé	5. Glycérol
6. Acide carbolique	6. Alcool isopro pylique
7. 2,4,6-trinitrophénol	7. éthylène glycol
	8. 2-méthyle-2-propanol

3. Comment faire les expériences suivantes? (avec les réactions).

a) Formation d'acétate d'éthyle.
b) Préparation de l'éthoxyde de sodium.
c) Oxydation de l'éthanol.

4. Montrez l'action des matières suivantes sur l'éthanol:

a) Le sodium.
b) Chlorure d'hydrogène.
c) Acide chromique chaud.
d) Acide sulfurique concentré.

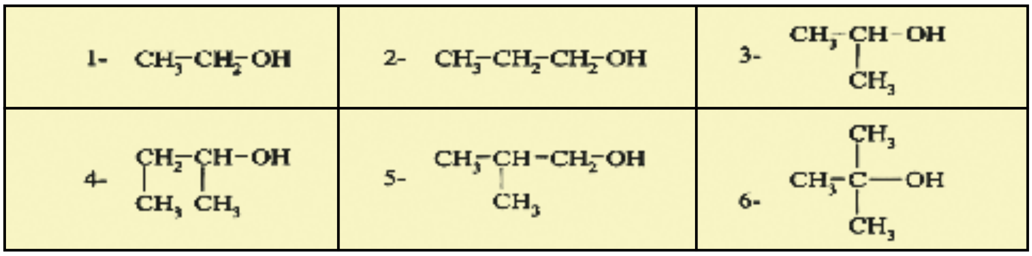
5. **Montrez l'action des matières suivantes sur le phénol:**
   a) Sodium. b) Soude caustique.
   c) Acide nitrique conc. d) Formaldéhyde.

6. **Comment faire les transformations suivantes (avec les conditions des réactions):**
   a) Les produits pétroliers en éthanol.
   b) L'éthanol en bromure d'éthyle et vice versa.
   c) L'Ethylène en éthanol et vice versa.
   d) L'isopropanol en acétone.
   e) Chlorobenzène en phénol.
   f) Phénol en benzène et vice versa.

7. **Ecrivez la formule structurale des composés suivants puis écrivez leurs noms correctes:**
   1) 2-Ethyle 1-propanol.
   2) 2-méthyle 3-butanol.
   3) 3-éthyle 2-butanol.
   4) 1,1-diméthyle 1-butanol.

8. **Classez les alcools suivants dans un ordre croissant de leur point d'ébullition:**
   glycérol - Ethanol - Ethylène glycol - Sorbitol.

9.



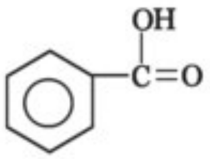
Du tableau ci dessus choisissez:
1. Les alcools secondaires.
2. Les composés incapables de s'oxyder dans les conditions normales.
3. Les composés qui s'oxydent en cétones.
4. Les composés qui forment des éthers lors de la réaction à 140°C.

Les acides carboxyllques

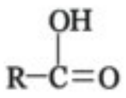
Les acides carboxyliques sont des matières organiques les plus acides, mais ils ne sont pas forts comme les acides inorganiques ex: acide chlorhydrique, acide sulfurique ou l'acide nitrique (acides plus forts).

Les acides carboxyliques forment un groupe homogène de composés organiques caractérisés par la présence d'un ou plusieurs groupes carboxyliques (-COOH).

Le groupe carboxyle peut être lié à un groupe alkyl pour former des acides aliphatiques, ou à un groupe aryle (anneau de Benzène) pour former un acide aromatique.



Acide aromatique



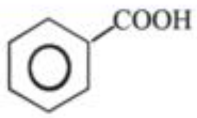
Acide aliphatique

Les acides Aliphatiques saturés monocarboxylés sont nommés "acides gras" car un grand nombre de ces acides se trouvent dans les graisses sous forme d'esters avec la glycérine.

Le groupe carboxyle qui caractérise l'acide organique se compose du groupe carbonyle ($>C = O$) et hydroxyle (-OH).

Les différents genres d'acides carboxyliques:

1. Acides monocarboxylés ex :

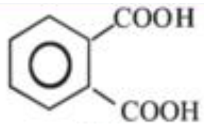


Acide benzoïque

H-COOH

Acide formique

2. Acides dicarboxylés :



Acide phthaleique

Acide oxalique

La nomenclature ordinaire

On nomme les acides carboxyles par leur noms dérivés du nom latin ou grec de la source naturelle dont ils ont été isolés:

Ex: L'acide formique des fourmis rouges (Formica) car on a préparé l'acide la première fois de le distillation des fourmis broyées et l'acide acétique du vinaigre (acetum) et l'acide butyrique du beurre (Butter), l'acide palmétique de l'huile des palmiers (Palm oil).

La nomenclature d'après l'IUPAC

Le nom des acides est dérivé de l'alcane correspondant qui renferme le même nombre d'atomes de carbone en ajoutant le suffixe "Oïque".

Le tableau suivant donne le nom de certains acides caboxyliques d'après la nomenclature ordinaire et d'après l'IUPAC.

Formule	Nom de l'acide d'après la source naturelle	Alcane correspondant contenant même nombre d'atomes de C	Nom de l'acide d'après l'IUPAC
H COOH	Acide formique fourmi (formica)	Méthane	Acide méthanoïque
CH_3COOH	Acide acétique vinaigre (Acétum)	Ethane	Acide éthanoïque
C_3H_7COOH	Acide butyrique beurre (butter)	Butane	Acide butanoïque
$C_{15}H_{31}COOH$	Acide palmitique huile des palmiers (Palm oil)	Hexadécane 16 atomes de carbone	Hexadécanoique

L'acide acétique sera traité comme exemple des acides aliphatiques monocarboxylés.

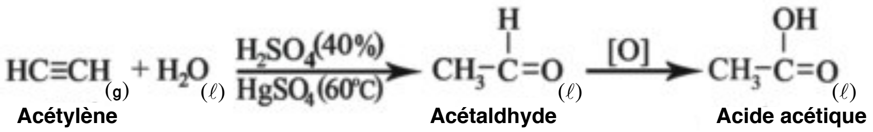
Préparation Industrielle de l'acide acétique

1. Méthode biologique:

❖ L'acide acétique est préparé en Egypte par l'oxydation des solutions alcooliques dilués par l'oxygène de l'air en présence des bactéries "Bactéries du vinaigre".

2. A partir de l'acétylène:

❖ L'acide est préparé industriellement à une grande échelle par l'hydratation catalytique de l'acétylène. L'acétaldéhyde se produit et s'oxyde facilement en acide acétique.



Propriétés communes aux acides aliphatiquès

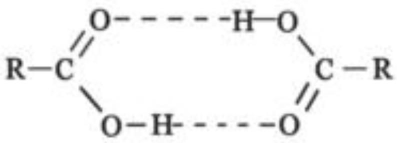
Propriétés Physiques

Les propriétés physiques des acides organiques sont proportionnelles à l'augmentation des masses atomiques. Les quatres premiers membres sont des liquides caustiques, ont une odeur pénétrante et complètement miscible avec l'eau.

Les membres suivants sont des liquides visqueux ont une odeur désagréable, peu soluble dans l'eau. Par l'augmentation de leur masse moléculaire, les acides deviennent solides, inodores, insolubles dans l'eau.

Le point d'ébullition des acides carboxyliques est plus élevé que celui des alcools contenant le même nombre d'atomes de carbone, ceci est dû aux liaisons hydrogénées qui lient les molécules d'acides entre elles.

La molécule d'acide est liée à une autre molécule d'acide par deux liaisons hydrogénées.



L'acide	Masse moléculaire	Point d'ébullition en°C	L'alcool	Masse moléculaire	Point d'ebullition
Formique	46	100	L'éthanol	46	78
Acétique	60	118	Propanol	60	98

Propriétés chimiques

1. Réactions dues à la présence de l'ion hydrogène (H^+)

l'acidité:

L'acidité des acides carboxyliques vient de la possibilité de libération de l'ion d'hydrogène sous l'action des métaux actifs (qui précèdent l'hydrogène dans la série électrochimique), leurs oxydes, leurs hydroxydes ainsi que les sels des carbonates ou bicarbonates pour former des sels organiques.

$$2\,CH_3COOH_{(aq)} + Mg_{(s)} \longrightarrow (CH_3COO)_2Mg_{(aq)} + H_{2(g)}$$

Acétate de Magnésium

$$CH_3COOH_{(aq)} + NaHCO_{3(s)} \longrightarrow CH_3COONa_{(aq)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(\ell)}$$

Acétate de Sodium

2. Propriétés dues au groupe hydroxyle:

Formation des esters :

Le acides organiques réagissent avec les alcools pour former l'ester et l'eau.

$$R-\overset{\overset{\large O}{\|}}{C}-OH + H-OR \xrightarrow[Conc.]{H_2SO_4} R-\overset{\overset{\large O}{\|}}{C}-OR + H_2O$$

3. Propriétés dues au groupe carboxyle:

Les acides carboxyliques sont réduits à l'aide de l'hydrogène en présence d'un catalyseur comme :

Le chromate de cuivre à 200°C, cette réaction est utilisé pour la préparation de l'éthanol à partir de l'acide acétique. Cette réaction est considérée l'inverse de l'oxydation des alcools en acides.

$$CH_3-\overset{\overset{\large O}{\|}}{C}-OH_{(aq)} + 2H_{2(g)} \xrightarrow[200°c]{CuCrO_4} CH_3CH_2OH_{(v)} + H_2O_{(v)}$$

Mise en évidence de l'acide acétique

1. L'effet acide.

L'acide réagit avec une solution de carbonate ou de bicarbonate de sodium avec effervescence et dégage le gaz carbonique qui trouble l'eau de chaux.

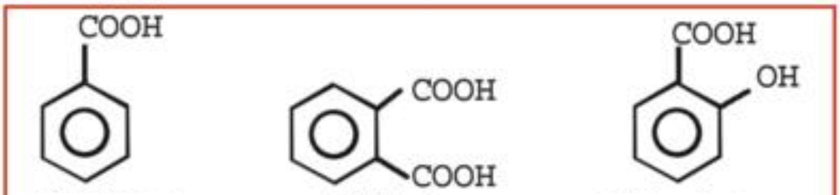
2. L'estérification:

Les acides réagissent avec les alcools et forment des esters caractérisés par leurs odeurs agréables (odeurs de différents fleurs et fruits selon le genre de l'alcool et de l'acide).

Les Acides carboxyliques aromatiques

Les acides aromatiques sont des composés qui renferment un ou plusieurs groupes carboxyle attachés au noyau benzène.

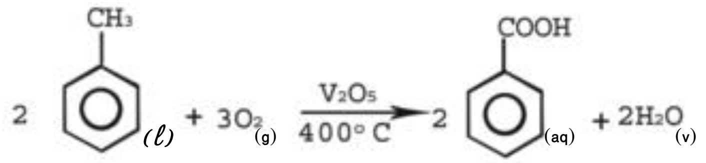
L'acide Benzoïque représente les acides aromatiques mono carboxylés (monobasique), et l'acide phthaleique représente les acides aromatiques dicarboxylés (bibasique).



acide benzoïque (Monobasique) | acide phthaleique (bibasique) | Acide salicylique

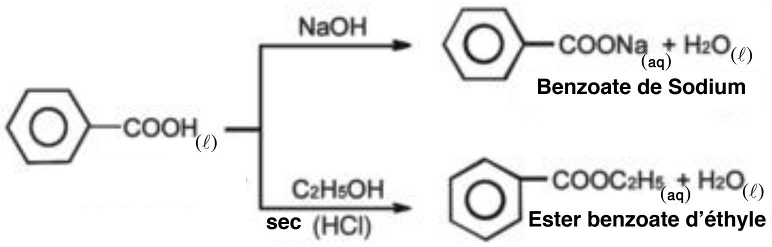
L'acide benzoïque peut-être préparé par l'oxydation du toluène ou du benzaldehyde en utilisant les agents oxydants convenables.

L'acide benzoïque est préparé commercialement par l'oxydation du toluène par l'air atmosphérique à 400C en présence du pentoxyde de vanadium.



Les acides carboxyliques aromatiques sont généralement un peu plus forts que les acides aliphatiques, moins solubles dans l'eau et moins volatils.

Les réactions du groupe carboxyle ressemblent à celles des acides aliphatiques, ils réagissent avec les métaux ou leurs hydroxydes ou leurs carbonates formant des sels et réagissent avec les alcools formant des esters.



Les acides carboxyliques dans notre vie

1. L'acide formique HCOOH

C'est l'acide secrété par les fourmis rouges pour se défendre. On l'utilise dans l'industrie des pigments, des insecticides, des parfums, des médicaments et du plastique.

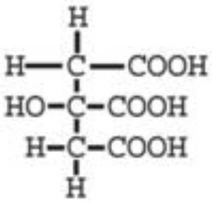
2. L'acide acétique CH_3 COOH

L'acide acétique pur 100%, a une odeur pénétrante, se solidifie à 16°C sous forme de cristaux transparents qui ressemblent à la glace on l'appelle acide acétique glacial. L'acide acétique de concentration 4% est utilisé comme vinaigre dans les maisons. Il est considéré comme matière première pour la préparation de plusieurs composés organiques comme la soie artificielle, les pigments, les insecticides et les additifs alimentaires.

3. L'acide Benzoïque

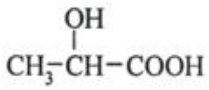
Peu soluble dans l'eau. On le transforme en un sel de sodium ou de potassium pour qu'il soit soluble dans l'eau et facilement absorbé par le corps. On utilise le Benzoate de sodium 0,1% mm dans la majorité des aliments conservés pour empêcher la croissance des champignons dans ces aliments.

4. L'acide citrique



Se trouve dans les agrumes comme le citron 7,5% l'orange 1%. Il empêche la croissance des bactéries dans les aliments car il diminue le pH. Il a plusieurs usages industrielles et on l'ajoute aux fruits glacés pour qu'ils ne changent ni de couleur ni de saveur.

5. L'acide lactique



Se trouve dans le lait à cause des enzymes secrétés par certaines genres de bactéries sur le sucre du lait (lactose) Aussi il se forme dans le corps après un grand effort et cause des contractions des muscles.

6. L'acide ascorbique (Vitamine C).

C'est un des vitamines dont le corps a besoin en petite quantité et se trouve dans les acides, les fruits, les légumes comme le poivron vert.

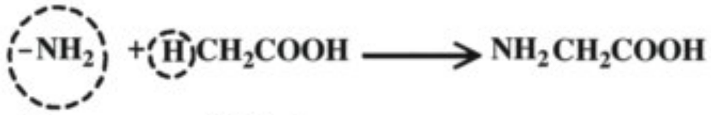
Il se décompose par la chaleur et l'air, sa carence diminue les fonctions vitales du corps, et cause l'escarbot.

7. L'acide salicylique:

On l'utilise dans plusieurs produits de beautés pour adoucir la peau et la protection des rayons solaires. Il été utilisé depuis 1829 pour remédier les maladies de froid et les maux de tête avant d'utiliser l'aspirine mais il cause le saignement de l'estomac.

8. Les acides aminés.

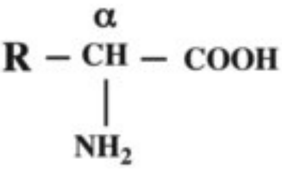
Les acides aminés sont des dérivés des acides organiques. L'acide aminé le plus simple est l'acide glycique ou glycine ou l'acide amino acétique NH_2CH_2COOH. Il se forme par la substitution d'un atome d'hydrogène du radical alkyle par un groupe amino ($-NH_2$).



groupe amino acide acétique L'acide glycique acide amino acétique

Dans la nature, il existe plusieurs variétés d'acides aminés. Mais ils sont au nombre de vingt seulement dans les protéines naturelles.

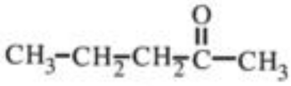
Les acides aminés présents dans les protéines sont du type Alpha amino, c'est à dire que le radical amino est lié à l'atome de carbone alpha (α) qui suit directement le groupe carboxyle.



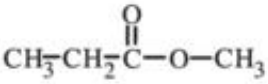
Les proteines sont considérés des polymères des acides aminés.

Questionnaire

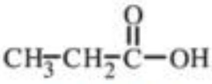
1. Lequel des composés suivants est un acide carboxylique:

1- 

2- CH_3-CHO

3- 

4- $HOOC-CH_2-CH_3$

5- 

2. Ecrivez la formule structurale des composés suivants:

a) Acide aromatique dicarboxylés $C_8H_6O_4$.

b) Acide aromatique contenant un groupe carboxyle et un groupe hydroxyle $C_7H_6O_3$.

c) Acide aliphatique dicarboxylé $C_2H_2O_4$.

d) Ether Aliphatique $C_4H_{10}O$.

e) Trois alcools de même formule moléculaire $C_4H_{10}O$.

3. Ecrivez la formule moléculaire des acides suivants:

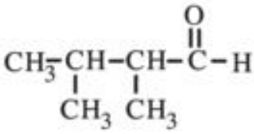
1. Acide formique.
2. Acide acétique.
3. Acide benzoïque.
4. Acide salicylique.
5. 2,2 diméthyl acide butanoïque.
6. 2,3 dichloro acide hexanoïque.
7. 2,4 dichloro acide benzoïque.

4. Ecrivez la formule structurale de l'acide produit par l'oxydation de ce qui suit:

1- CH_3OH

2- CH_3-CHO

3- $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-OH$

4- 

5. **Ecrivez les noms des composés suivants puis préparez chacun par neutralisation:**

1- CH_3COOK 3- C_6H_5COONa

2- $(HCOO)_2Ca$ 4- CH_3-CH_2-$COONa$

6.

Acide oxalique	**Acide éthanoïque**	**Acide formique**
Acide benzoïque	**Acide butyrique**	**Acide salicylique**

Citez le nom des composés suivants en utilisant le tableau précédent:

1. Acide mono carboxylé.
2. Acide dicarboxylé.
3. Acide dont le nombre d'atomes de carbone est égal au nombre de groupes carboxyle.
4. Acide contenant 2 groupes fonctionnels.

Les Esters

Les esters sont le résultat de l'union des acides carboxyliques avec les alcools comme le représente la réaction générale.

Acide alcool ester

Les esters sont très répandus dans la nature. Ils se trouvent dans les produits végétaux et animaux. Plusieurs esters se caractérisent par l'odeur agréable des fruits, par suite ils fournissent aux fruits, aux fleurs et aux huiles aromatiques leur odeur et leur goût spécifique.

Plusieurs esters organiques ont été préparés commercialement pour fabriquer les parfums et les aromates. Ils sont utilisés tout seuls ou mélangés à des esters naturels.

L'odeur des esters diminue graduellement avec l'augmentation de la masse moléculaire des alcools et des acides qui entrent dans leur formation. Ceci conduit à la variation de la nature physique des esters, ils peuvent varier d'un liquide qui a une odeur agréable à un solide cireux presque inodore. Les cires et surtout la cire des abeilles ne sont que des esters qui ont une grande masse moléculaire.

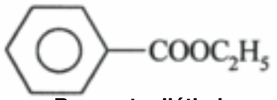
Les huiles et les graisses sont des esters dérivés de la glycérine qui est un alcool trihydroxylé avec les acides gras.

Les esters sont nommés par le nom du radical acide et le nom alkyl de l'alcool.

Exemple :

$HCOOCH_3$ — **Formate de méthyle**

$CH_3COOCH_2CH_3$ — **Acétate d'éthyle**



Benzoate d'éthyle

La méthode directe pour préparer l'ester est la réaction de l'acide carboxylique avec l'alcool.

Ex.: L'acétate d'éthyle est produit par la réaction de l'acide acétique et l'alcool éthylique.

$$CH_3COOH_{(\ell)} + C_2H_5OH_{(\ell)} \rightleftharpoons CH_3COOC_2H_{5(aq)} + H_2O_{(\ell)}$$

Acide acétique — **alcool éthylique** — **acétate d'éthyle**

Cette réaction est réversible car l'ester s'hydrolyse en acide et en alcool. Il est préférable

donc d'utiliser une matière déshydratante comme l'acide sulfurique concentré ou le gaz chlorure d'hydrogène sec pour se débarrasser de l'eau résultant.

Les propriétés physiques

La plupart des esters sont des liquides, leurs points d'ébullition sont inférieurs à ceux des acides ou des alcools qui ont à peu près la même masse moléculaire dû à l'absence du groupe hydroxyle polaire présent dans les alcools et les acides et qui relie ses molécules par des liaisons hydrogénées.

Masse Moléculaire		Acide	Alcool	Ester
60		CH_3COOH	C_3H_7OH	$HCOOCH_3$
	Degré d'ébullition°C	118	97,8	31,8
74		C_3H_7COOH	Butanol C_4H_9OH	CH_3COOH_3
	Degré d'ébullition°C	141	118	57

Les propriétés chimiques

1. **L'hydrolyse:** Comme résultat de l'hydrolyse de l'ester il se forme de l'alcool et de l'acide, en d'autres termes, cette réaction est contraire à la réaction d'estérification précédente.

$$R-\overset{\overset{\displaystyle O}{||}}{C}-OR + H_2O \longrightarrow R-\overset{\overset{\displaystyle O}{||}}{C}-OH + R\,OH$$

a) Cette hydrolyse peut se produire par l'utilisation d'acide minéral dilué comme catalyseur, elle sera nommée hydrolyse acidifiée.

$$H_3C-\overset{\overset{\displaystyle O}{||}}{C}-OC_2H_{5\,(\ell)} + H_2O_{(\ell)} \xrightarrow{H^+} CH_3COOH_{(aq)} + C_2H_5OH_{(\ell)}$$

b) Cette hydrolyse peut être accomplie avec un alcalin aqueux, il se forme l'alcool et le sel de l'acide. Elle sera nommée hydrolyse basique ou saponification (le savon est le sel de sodium des acides carboxyliques supérieurs).

$$CH_3COOC_2H_{5(\ell)} + NaOH_{(aq)} \xrightarrow{\Delta} CH_3COONa_{(aq)} + C_2H_5OH_{(\ell)}$$

Acétate d'éthyle — Acétate de sodium

$$C_6H_5COOC_2H_{5(\ell)} + NaOH_{(aq)} \xrightarrow{\Delta} C_6H_5COONa_{(aq)} + C_2H_5OH_{(\ell)}$$

Benzoate d'éthyle — Benzoate de sodium

2. Décomposition ammonicale.

Les esters réagissent avec l'ammoniac et forment l'amide de l'acide et l'alcool.

$$CH_3-\overset{\overset{\large O}{\|}}{C}-OC_2H_{5(\ell)} + NH_{3(g)} \longrightarrow CH_3-\overset{\overset{\large O}{\|}}{C}-NH_{2(\ell)} + C_2H_5OH_{(\ell)}$$

Acétate d'éthyle — Acétamide

$$C_6H_5-\overset{\overset{\large O}{\|}}{C}-OC_2H_{5(\ell)} + NH_{3(g)} \longrightarrow C_6H_5-\overset{\overset{\large O}{\|}}{C}-NH_{2(\ell)} + C_2H_5OH_{(\ell)}$$

Benzoate d'éthyle — Benzamide

Usages des esters dans notre vie

1. Esters comme aromates de goût et d'odeur:

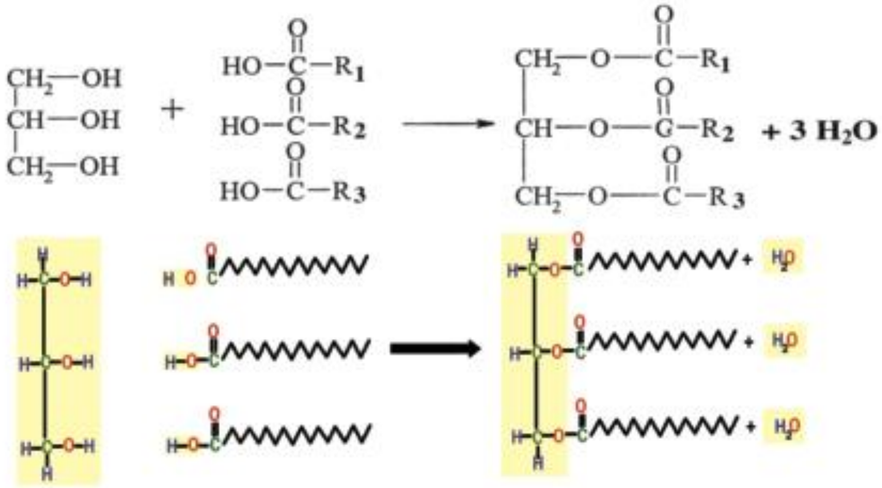
Les esters se caractérisent par leur odeur agréable c'est pourquoi, en les utilise dans plusieurs industries alimentaire, exemple:

Esters	Formule chimique	Odeur
Formate iso- Butylique	$H-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-O-CH_2-\overset{\overset{CH_3}{\mid}}{CH}-CH_3$	Mûre
Acétate de propyl	$CH_3-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-O-C_3H_7$	Poire
Formate de Benzyl	$H-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-O-CH_2-C_6H_5$	Abricot
Biothanôate de mèthyl	$CH_3-(CH_2)_2-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-O-CH_3$	Ananas
Formate de propyl	$H-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-O-C_3H_7$	Pomme
Acétate de pentyl	$CH_3-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-O-C_5H_{11}$	Banane

(a'tire)

2. Les esters dans les graisses et les huiles:

Les huiles et les graisses sont des esters produits par la réaction du glycérol avec les acides organiques. On les nomme triglycéride car chaque molécule est formé par la réaction d'une molécule de glycérine (alcool trihydroxylé) et trois molécules d'acide gras qui peuvent être du même genre ou différents ainsi la chaîne carbonée des acides peut être longue ou courte, saturée ou insaturée.



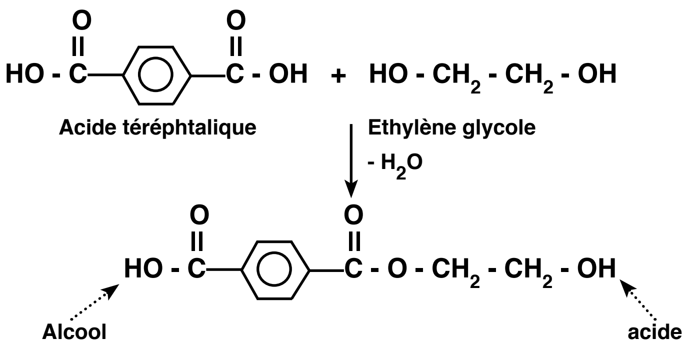
glycérine 3 acides gras ester triglycéride eau

Remarque: L'hydrolyse des huiles et des graisses (ester triglycéride) en présence d'une forte base NaOH ou KOH est appelé opération de saponification, c'est la base de l'industrie du savon et du glycérine.

3. Les esters comme polymères (polyester):

Les polyesters sont des polymères produites par la condensation de 2 monomères l'un d'une molécule d'un acide bibasique et l'autre d'une molécule d'un alcool dihydroxylé.

Les polyesters les plus connus sont le dacron qui est synthétisé par l'estérification de l'acide téréphtalique et l'éthylène glycole.



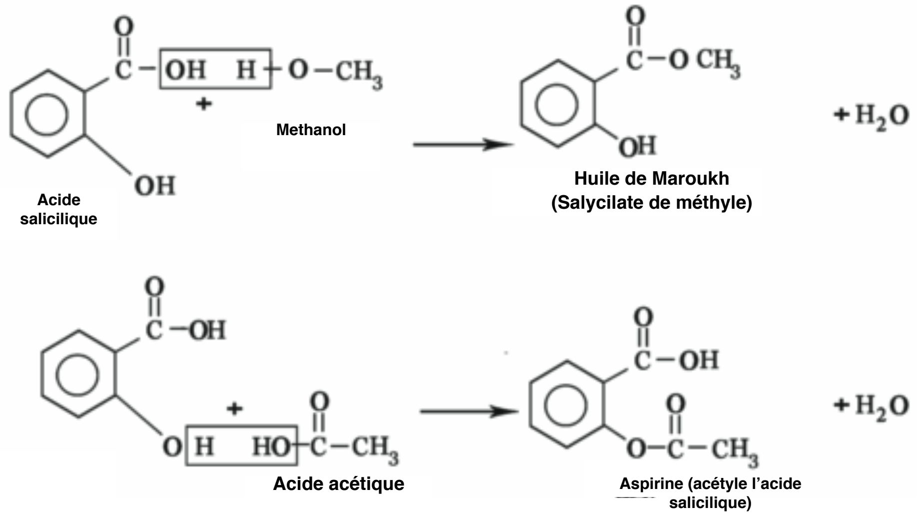
La condensation continue, l'alcool attaque la molécule du côté de l'acide ou l'acide attaque la molécule du côté de l'acool pour former une longue molécule nommée polyester.

A cause de la passivité du dacron, on l'utilise

1. Pour former des tubes qui remplacent les artères abîmés.
2. Pour synthétiser les valves synthétiques du cœur.

4. Les esters comme produits pharmaceutiques:

On utilise les esters organiques dans plusieurs produits pharmaceutiques dont le plus connu et le plus simple est l'aspirine et l'huile de Maroukh utilisé comme crème qui est absorbée par la peau pour calmer les douleurs rhumatismique. L'acide salicylique est l'acide organique utilisé dans les 2 produits, précédents, il contient le groupe hydroxyle et le groupe carboxyle et peut réagir comme acide ou alcool (Phénol).



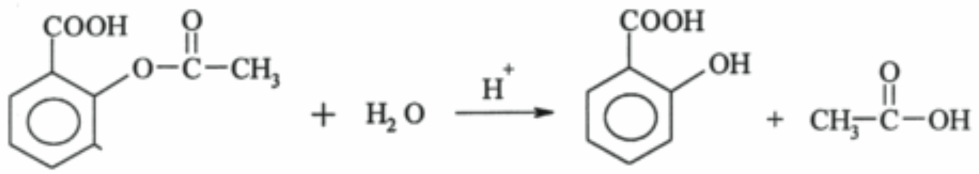
L'aspirine:

C'est un produit pharmaceutique utilisé pour remédier les maux de tête et diminuer la température du corps.

Il diminue la coagulation du sang et empêche la crise cardiaque.

La matière active dans l'aspirine est l'acide salicylique le groupe acétyle (CH_3-CO-) le rend sans saveur et diminue son acidité.

L'aspirine se décompose dans le corps et produit l'acide salicylique et l'acide acétique.



C’est sont des acides qui causent l’inflammation de la paroi de l’estomac et peut causer l’ulcère de l’estomac les médecins conseillent d’avaler l’aspirine dissout dans l’eau ou sous forme de poudre. Certains genres d’aspirine sont mélangés à des matières basiques comme l’Hydroxyde d’aluminium pour neutraliser l’acidité produite.

Questionnaire

1.

$C_6H_5COOCH_3$	$(COO)_2$ Ca	Aspirine
Dacron	Vitamine C	$CH_3COOC_6H_5$

En utilisant le tableau ci-dessus indiques:

a) Les esters.

b) Les acides carboxyliques.

c) L'ester produit par l'acide benzoique et le méthanol.

d) L'ester produit par l'acide acétique et le phénol.

e) Deux composés isomères.

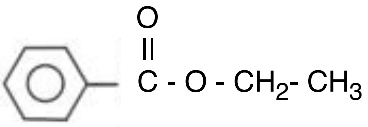
2. Pourquoi la solubilité d'un certain ester dans l'eau est moins que l'acide correspondant contenant le même nombre d'atomes de carbone?

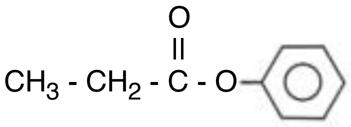
3. Ecrivez les noms commerciales des composés suivants et leurs noms d'après l'IUPAC.

1. $CH_3 - CH_2 - \overset{\overset{\displaystyle O}{\parallel}}{C} - O - CH_3$

2. $H - \overset{\overset{\displaystyle O}{\parallel}}{C} - O - CH_3$

3. $CH_3 - CH_2 - CH_2 - \overset{\overset{\displaystyle O}{\parallel}}{C} - O - CH_3$

4. 

5. 

4.

Acétate de méthyle	**Acétate de sodium**	**Acide éthanoique**
Formate de méthyle	**Acétate de potassium**	**Formate d'éthyle**

D'après le tableau ci-dessus, indiquez:

1. Les esters.
2. Les sels des acides carboxyliques.
3. Les composés nommés par l'IUPAC
4. Les composés isomères.

5.

$CH_3-\overset{\overset{\displaystyle O}{\|}}{C}-O-CH_3$	$CH_3-\overset{\overset{\displaystyle O}{\|}}{C}-O^- \; Na^+$	CH_3-CH_2-COOH
$CH_3-\overset{\overset{\displaystyle O}{\|}}{C}-CH_3$	$CH_3-\overset{\overset{\displaystyle O}{\|}}{C}-OH$	$CH_3-\overset{\overset{\displaystyle O}{\|}}{C}-O-C_2H_5$

D'après le tableau précédant indiquez:

1. Les composés produits par l'hydratation de l'acide éthanoique.
2. Les composés qui utilisent l'acide éthanoique dans sa préparation.
3. Les composés qui réagissent avec la soude caustique.
4. Les composés qui produisent, un effervescence avec le bicarbonate de sodium.

6. Citez le nom chimique de ce qui suit.

1. Aspirine.
2. Huiles et graisses
3. Téflon
4. Vitamine C
5. T.N.T.
6. P.V.C.

تم الطبع بالشروق الحديثة ـ القاهرة
بالمواصفات الفنية الآتية

عدد الصفحات : ١٨٨ صفحة

المقاس : ٥٧ × ٨٢ سم

نوع الورق : لا يقل الداخلى عن ٨٠ جرام والغلاف ٢٠٠ جرام

ألوان الطبع : ٤ لون للداخلى والغلاف

جميع حقوق الطبع محفوظة لوزارة التربية والتعليم
داخل جمهورية مصر العربية

الشروق
الحديثة للطباعة والتغليف
القاهرة : ٨ شارع سيبويه المصرى ـ ت : ٢٤٠٢٣٣٩٩ ـ فاكس : ٢٤٠٣٧٥٦٧ (٠٢)
مدينة العبور ـ المنطقة الصناعية